

1 بنية الذرة

التطور التاريخي لمفهوم بنية الذرة

ذرة دالتون (1803)
ذرة طومسون (1904)
ذرة رذرفورد (1911)
ذرة بور (1913)
شرودنجر (1926) نموذج السحابة الإلكترونية

❶ تصور ديموقراطيس
❷ تصور لأرسطو
❸ تصور بويل
❹ نموذج ذرة دالتون نموذج
❺ ذرة طومسون
❻ نموذج ذرة رذرفورد
❼ نموذج ذرة بور
❽ النظرية الذرية الحديثة

سلسلة الرازي في الكيمياء

أعداد الكم

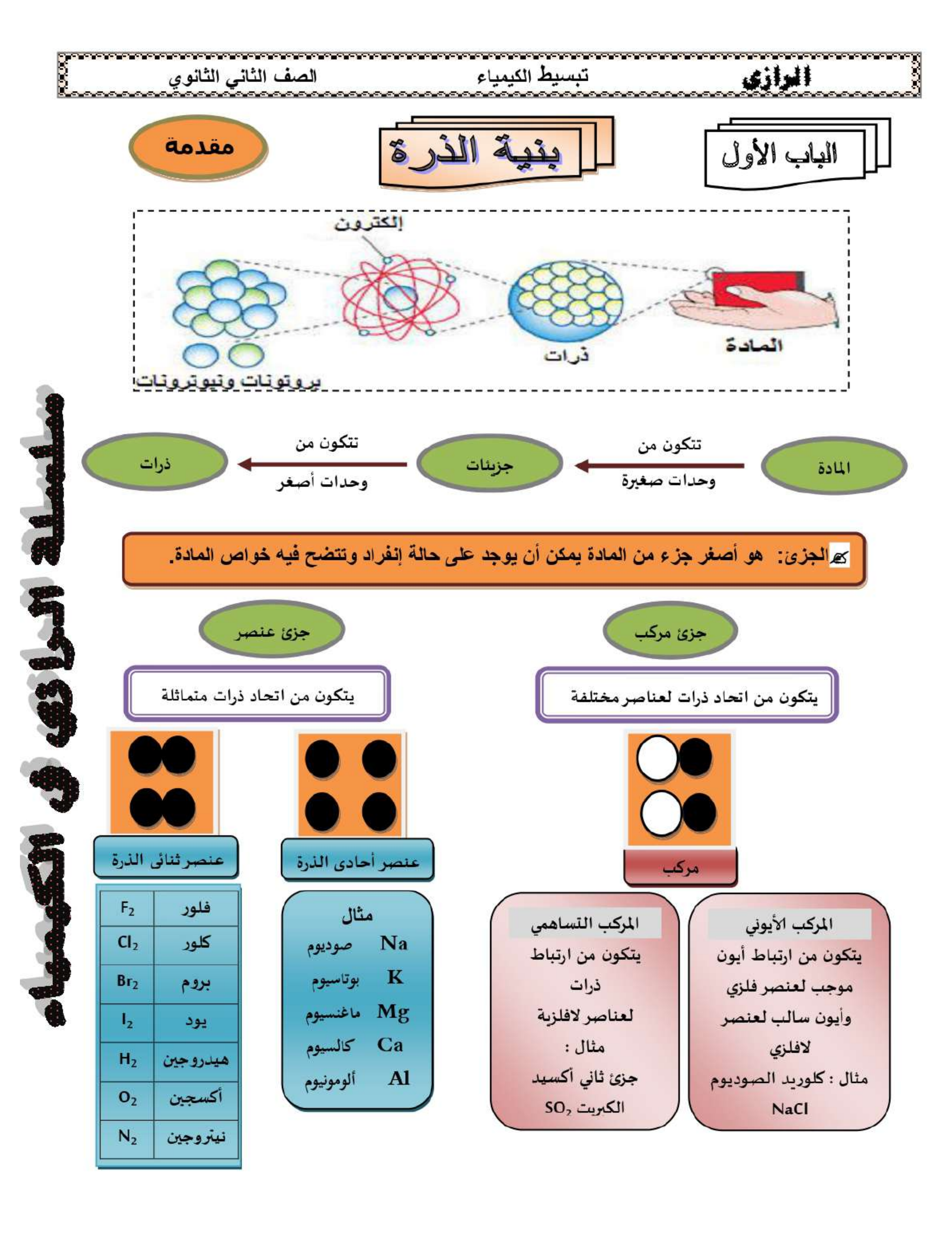
- عدد الكم الرئيسى (n)
- عدد الكم المغناطيسى (m_ℓ)
- عدد الكم الثانوى (ℓ)
- عدد الكم المغزلى (m_s)

قواعد التوزيع الإلكترونى

❶ مبدأ باولي للاستبعاد
❷ مبدأ البناء التصاعدي
❸ قاعدة هوند

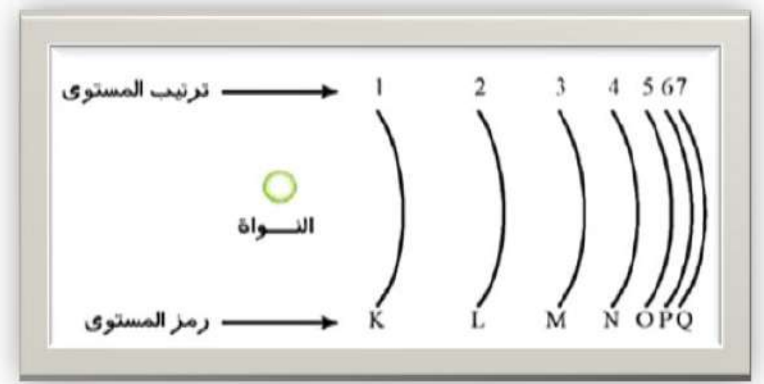
$_7N$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^3$

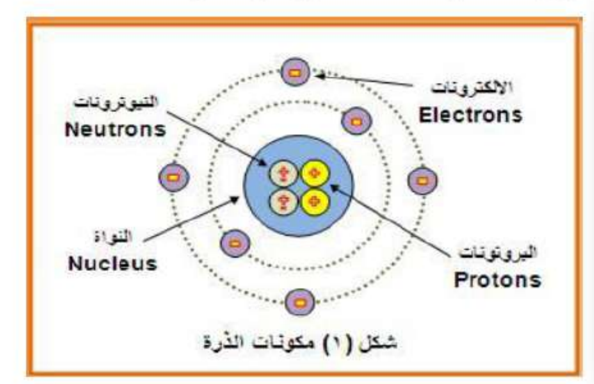
	p_x	p_y	p_y
2p	↑	↑	↑
2s	↓↑		
1s	↓↑		



الرازي
تبسيط الكيمياء
الصف الثاني الثانوي
الباب الأول
بنية الذرة
مقدمة
المادة
ذرات
إلكترون
بروتونات ونيوترونات
المادة
تتكون من
وحدات صغيرة
جزيئات
تتكون من
وحدات أصغر
ذرات
الجزئ: هو أصغر جزء من المادة يمكن أن يوجد على حالة إنفراد وتتضح فيه خواص المادة.
جزئ مركب
جزئ عنصر
يتكون من اتحاد ذرات لعناصر مختلفة
يتكون من اتحاد ذرات متماثلة
مركب
عنصر أحادى الذرة
عنصر ثنائى الذرة
المركب الأيوني
يتكون من ارتباط أيون موجب لعنصر فلزي وأيون سالب لعنصر لافلزي
مثال : كلوريد الصوديوم
NaCl
المركب التساهمي
يتكون من ارتباط ذرات لعناصر لافلزية
مثال :
جزئ ثاني أكسيد الكبريت SO2
مثال
صوديوم Na
بوتاسيوم K
ماغنسيوم Mg
كالسيوم Ca
ألومونيوم Al
فلور F2
كلور Cl2
بروم Br2
يود I2
هيدروجين H2
أكسجين O2
نيتروجين N2
سلسلة الرازي في الكيمياء

تركيب الذرة : تتكون الذرة من نواة موجبة الشحنة والكترونات سالبة الشحنة تدورحول النواة .





شكل (١) مكونات الذرة

اولا: النواة : توجد النواة فى مركز الذرة.
وتحتوي علي بروتونات موجبة الشحنة ونيوترونات متعادلة الشحنة

1)- النواة موجبة الشحنة　　علل
لأنها يوجد بداخلها بروتونات موجبة الشحنة ونيوترونات متعادلة الشحنة .

2)- تتركز في النواة معظم كتلة الذرة　　علل
لأن كتلة الإلكترون ضئيلة جداً إذا ما قورنت بكتلة البروتون أو النيوترون .

ثانيا: الإلكترونات:
- جسيمات تحمل شحنة سالبة .
- جسيمات متناهية الصغر.
- تدور حول النواة فى مستويات الطاقة بسرعة فائقة.

للتعبير عن ذرة كل عنصر يستخدم مصطلح هما العدد الذرى والعدد الكتلي

23 ←	العدد الكتلي
Na	
11 ←	العدد الذري

العدد الكتلي أكبر من العدد الذري

العدد الذرى :
هو عدد البروتونات الموجبة الموجودة داخل نواة ذرة عنصر ما .
أو عدد الإلكترونات السالبة التي تدور حول النواة.

العدد الكتلي :
هو مجموع أعداد البروتونات الموجبة والنيوترونات المتعادلة داخل نواة ذرة عنصر ما.

مثال : العدد الذرى لذرة الصوديوم = 11　　العدد الكتلى لذرة الصوديوم = 23
نواة ذرة الصوديوم تحتوى على 11 بروتونات و 12 نيوترونات

- الذرة متعادلةالشحنة الكهربية في حالتها العادية.　　علل
لأن عدد الإلكترونات السالبة التي تدور حول النواة تساوى عدد البروتونات الموجبة الموجودة داخل نواة الذرة

العدد الذرى = عدد البروتونات = عدد الإلكترونات
العدد الكتلي = عدد البروتونات + عدد النيوترونات
عدد النيوترونات = العدد الكتلي – العدد الذرى

قواعد هامة عند التوزيع الإلكترونى

اولا:

- مستوى الطاقة الأول K (ن = 1) يتشبع بعدد 2 إلكترون .
- مستوى الطاقة الثانى L (ن = 2) يتشبع بعدد 8 إلكترون .
- مستوى الطاقة الثالث M (ن = 3) يتشبع بعدد 18 إلكترون .
- مستوى الطاقة الرابع N (ن = 4) يتشبع بعدد 32 إلكترون

وذلك تبعاً للعلاقة
$2(n)^2$
حيث n رقم مستوى

ثانيا:

- تملأ المستويات الأقل فى الطاقة أولا ثم الأعلى تدريجيا.

ثالثا:

- مستوى الطاقة الرئيسي الأخير لذرة أى عنصر لا يتشبع بأكثر من ثمانية (8) إلكترونات ما عدا المستوى k لا يتسع أكثر من 2 إلكترون .

ذرة الصوديوم 11Na

العدد الذري لها =11 العدد الكتلى = 23

أي أن ← عدد الالكترونات = عدد البروتونات = 11

← عدد النيوترونات =23 - 11 = 12

← عدد الكترونات المستوى الخارجي = 1

← عددمستويات الطاقةالمشغولة بالالكترونات= 3

اسم المستوى K L M
نواة 11+ 12±
عدد الإلكترونات فى كل مستوى 2 8 1

> **س : وضح التوزيع الإلكترونى للعناصر التالية :-**
> ^{3}Li , ^{11}Na, ^{8}O, ^{17}Cl, ^{18}Ar, ^{20}Ca, ^{19}K

عدد إلكترونات المستوي الرئيسي الأخير							
8	7	6	5	4	3	2	1
غازات خاملة لا تشترك في التفاعلات الكيميائية لاكتمال مستواها الأخير بالإلكترونات	**لافلزات** عند دخولها فى تفاعل كيميائى فإنها تميل إلى اكتساب إلكترونات لتكمل مستوى الطاقة الخارجي . تُكون أيونات سالبة الشحنة (أنيون) من أمثلة العناصر اللافلزية : $^{7}N, ^{8}O, ^{17}Cl, ^{16}S$			**شبه فلز** هى العناصر تجمع خواصها بين خواص الفلزات وخواص اللافلزات $_{5}B$, $_{14}Si$ $_{32}Ge$, $_{33}As$ $_{51}Sb$, $_{52}Te$	**فلزات** عند دخولها فى تفاعل كيميائى فإنها تميل إلى فقد إلكترونات مستوى الطاقةالخارجى . تُكون أيونات موجبة الشحنة (كاتيون) من أمثلة العناصر الفلزية : $_{11}Na, _{19}K, _{12}Mg, _{20}Ca, _{13}Al$		

سلسلة الرازى فى الكيمياء




لافلزات			فلزات			
7	6	5	3	2	1	الكترونات التكافؤ
Y^-	Y^{2-}	Y^{3-}	X^{3+}	X^{2+}	X^+	نوع الأيون
أيون سالب (الأنيون)			أيون موجب (الكاتيون)			
يحمل عدد من الشحنات السالبة تساوي عدد الالكترونات المكتسبة			يحمل عدد من الشحنات الموجبة تساوي عدد الالكترونات المفقودة			

أثناء تكون الأيون يظل عدد البروتونات ثابت (العدد الذري) لكن يتغير عدد الإلكترونات

	الرمز	التوزيع الالكتروني	عدد البروتونات	عدد الالكترونات
العنصر	$_{12}Mg$	2 , 8 , 2	12	12
الأيون	$_{12}Mg^{2+}$	2 , 8	12	10

	الرمز	التوزيع الالكتروني	عدد البروتونات	عدد الالكترونات
العنصر	$_{17}Cl$			
الأيون واسمه				

	الرمز	التوزيع الالكتروني	عدد البروتونات	عدد الالكترونات
العنصر	$_{11}Na$			
الأيون واسمه				

	الرمز	التوزيع الالكتروني	عدد البروتونات	عدد الالكترونات
العنصر	$_{7}N$			
الأيون واسمه				

❶ عدد الالكترونات في أيون الكالسيوم $_{20}Ca^{2+}$ .... عدد الالكترونات في أيون الأكسيد $_8O^{2-}$

(أكبر من - أقل من - تساوي)

❷ عدد الالكترونات في أيون الماغنسيوم $_{12}Mg^{2+}$ .... عدد الالكترونات في أيون الأكسيد $_8O^{2-}$

(أكبر من - أقل من - تساوي)

اسم الأيون الموجب (الكاتيون) : نفس اسم العنصر (ماغنسيوم ← ماغنسيوم)

اسم الأيون السالب (الأنيون) : اسم العنصرونضيف في نهايته المقطع **يد** (كلور ← كلوريد)

أهم العناصر الفلزية وتكافؤها

العنصر	الرمز	التكافؤ	العنصر	الرمز	التكافؤ
ليثيوم	Li	أحادي	خار صين (زنك)	Zn	ثنائي
صوديوم	Na		زئبق	Hg	
بوتاسيوم	K		نحاس	Cu	
فضة	Ag		الومنيوم	Al	ثلاثي
ماغنسيوم	Mg	ثنائي	ذهب	Au	
كالسيوم	Ca		حديد	Fe	ثنائي ، ثلاثي
باريوم	Ba		رصاص	Pb	ثنائي ، رباعي

أهم العناصر اللافلزية وتكافؤها :

العنصر	الرمز	التكافؤ	العنصر	الرمز	التكافؤ
هيدروجين	H	أحادي	أكسجين	O	ثنائي
فلور	F		كبريت	S	ثنائي ، رباعي ، سداسي
كلور	Cl		فوسفور	P	ثلاثي ، خماسي
بروم	Br		نيتروجين	N	
يود	I				

أهم المجموعات الذرية :

المجموعة الذرية	الرمز	التكافؤ
أمونيوم	NH_4^{+}	أحادي
هيدروكسيد	OH^{-}	
نترات	NO_3^{-}	
نيتريت	NO_2^{-}	
بيكربونات	HCO_3^{-}	
أسيتات	CH_3COO^{-}	
برمنجانات	MnO_4^{-}	

المجموعة الذرية	الرمز	التكافؤ
كربونات	CO_3^{2-}	ثنائي
كبريتات	SO_4^{2-}	
كبريتيت	SO_3^{2-}	
كرومات	CrO_4^{2-}	
ثاني كرومات	$Cr_2O_7^{2-}$	

فوسفات	PO_4^{3-}	ثلاثي

كتابة الصيغة الكيميائية :

كلوريد صوديوم

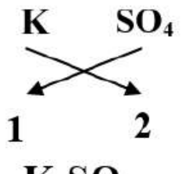
Na Cl

1 1

NaCl

كبريتات بوتاسيوم

K SO_4



1 2

K_2SO_4

كربونات الكالسيوم

Ca CO_3

2 2

1 1

$CaCO_3$

فوسفات الحديد II

Fe Po_4

2 3

$Fe_3 (PO_4)_2$

اكتب الصيغة الكيميائية للمركبات التالية

بروميد الفضة	كبريتات ألومونيوم	فوسفات الفضة ....
أسيتات رصاص	كبريتيد نحاس II	كربونات حديد II ....
كبريتيد حديد II	كبريتات الحديد III	فوسفات الصوديوم ....
كبريتات كالسيوم	كربونات أمونيوم	كربونات حديد II ....
بيكربونات ماغنسيوم	أكسيد حديد III	نترات ألومونيوم ....
فوسفات ألومونيوم	حمض الهيدروكبريتيك	حمض الكبريتيك ....



اكتب الصيغة الكيميائية للمركبات التالية

كبريتيد هيدروجين	كبريتات نحاس	فوسفات الفضة
أسيتات أمونيوم	كبريتيد نحاس II	نترات ماغنسوم
نيتريد ماغنسيوم	بيكربونات الحديد III	فوسفات ألومونيوم
نيتريت كالسيوم	كربونات أمونيوم	كبرتيت صوديوم
بيكربونات ماغنسيوم	ثاني كرومات بوتاسيوم	نترات ألومونيوم
فوسفات أمونيوم	حمض النيتروز	حمض النيتريك
كبريتات باريوم	برمنجنات بوتاسيوم	كرومات نحاس
هيدروكسيد حديد III	هيدروكسيد باريوم	هيدروكسيد أمونيوم

بنية الذرة

✍ تعددت محاولات العلماء للوصول إلي الوصف الحالي لتركيب الذرة :
تتكون الذرة من نواة موجبة الشحنة يدور حولها الكترونات سالبة الشحنة في 7 مستويات طاقة رئيسية .

✍ رأى العلماء قديماً وحديثاً عن الذرة:-

✍ فلاسفة الإغريق:- ديموقراطيس

أى مادة يمكن تجزئتها إلى أجزاء صغيرة ثم أجزاء أصغر إلى أن نصل إلى جزء لا يقبل التجزئة يطلق عليه اسم الذرة. (atom)

✍رأى أرسطو:-

- رفض فكرة الذرة
- تبنى فكرة أن كل المواد مهما اختلفت طبيعتها تتكون من مكونات أربعة هى الماء والهواء والتراب والنار
- ولذلك اعتقد العلماء أنه يمكن تحويل المواد الرخيصة (مثل الحديد أو النحاس) إلى مواد نفيسة (مثل الذهب) بتغير نسب المكونات الأربعة
- وقد تسببت هذه الفكرة غير المنطقية في شل تطوير علم الكيمياء لأكثر من ألف عام .

✍رأى بويل:-

رفض العالم الايرلندي بويل عام 1661مفهوم أرسطو ووضع أول تعريف للعنصر.
✍العنصر:- مادة نقية بسيطة لا يمكن تحليلها إلى ما هو أبسط منها بالطرق الكيميائية المعروفة.

✍ ذرة دالتون:-

وضع دالتون أول نظرية عن تركيب الذرة بناء على العديد من التجارب والأبحاث التى أجراها.

✍فروض النظرية الذرية لدالتون :-

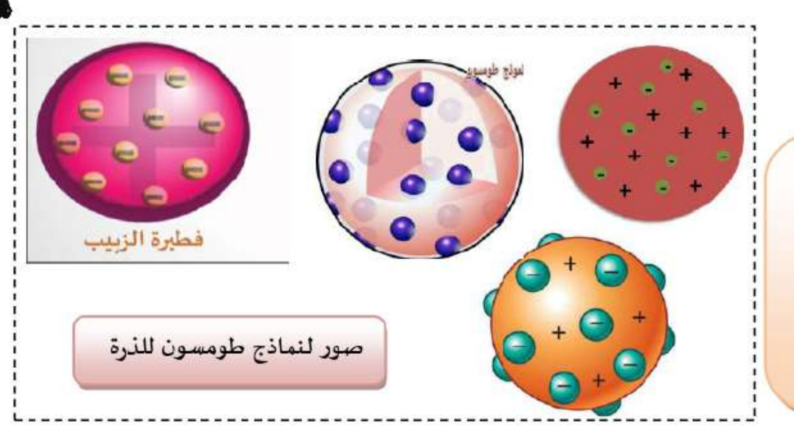
1. المادة تتكون من دقائق صغيرة جدا تسمى الذرات.
2. كل عنصريتكون من ذرات مصمتة متناهية فى الصغر غير قابلة للتجزئة.
3. كتل ذرات العنصر الواحد متشابهة ولكن تختلف من عنصر لعنصر آخر..
4. تتكون المركبات من اتحاد ذرات العناصر المختلفة بنسب عددية بسيطة


ذرة دالتون

مصمتة غير قابلة للإنفسام

✍ذرة طومسون:-

الذرة عبارة عن كرة مصمتة متجانسة من الكهرباء الموجبة.
مطمور بداخلها عددا من الالكترونات السالبة يكفى لجعل الذرة متعادلة كهربيا

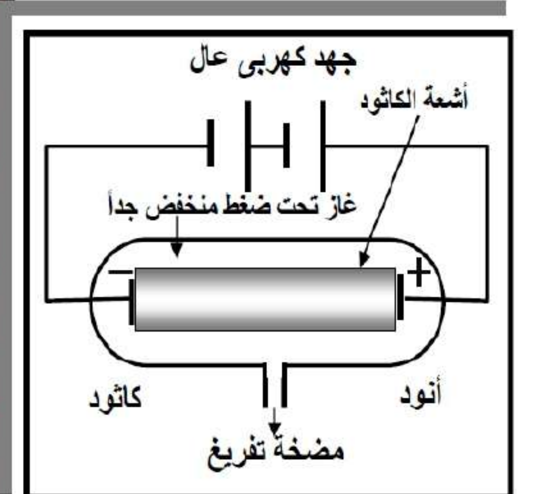


صور لنماذج طومسون للذرة

ملحوظات هامة

- أول من وضع تعريف للذرة ديموقراطيس ولكن أول من وضع تعريف للعنصر بويل
- تبني ديموقراطيس فكرة أن وحدة بناء المادة هي الذرة
- اتفق ديموقراطيس ودالتون أن الذرة لا تقبل التجزئة
- اتفق طومسون مع ديموقراطيس و دالتون علي أن العنصر (المادة) يتكون من دقائق صغيرة تسمي الذرات
- أخطأ نموذج طومسون و دالتون عندما وصف الذرة علي أنها مصمتة لأنها كما سندرس فيما بعد معظمها فراغ

اكتشاف أشعة المهبط (أشعة الكاثود):- (عام1897)



- جميع الغازات تحت الظروف العادية من الضغط ودرجة الحرارة عازلة للكهرباء.
- أجرى طومسون تجارب على التفريغ الكهربى خلال الغازات داخل أنبوبة زجاجية كما بالرسم فوجد أن:-
- إذا حدث تفريغ كهربى لأنبوبة زجاجية بها غاز بحيث يصبح ضغط الغاز منخفض جدا فإن الغاز يصبح موصلاً للكهرباء إذا تعرض لفرق جهد مناسب.
- إذا زيد فرق الجهد بين القطبين إلى حوالى 10000 فولت (عشرة آلاف فولت) يلاحظ انطلاق سيل من الأشعة غير المنظورة من المهبط تسبب وميضاً لجدار أنبوبة التفريغ سميت هذه الأشعة بأشعة المهبط.

أشعة المهبط

سيل من الأشعة غير المنظورة تنبعث من مهبط أنبوبة تفريغ كهربى ضغط الغاز فيها منخفض جدا وفرق الجهد بين قطبيها 10000 فولت وتسبب وميضاً لجدار أنبوبة التفريغ.

خواص أشعة المهبط:-

1- تتكون من دقائق مادية صغيرة. 2- تسير فى خطوط مستقيمة. 3- لها تأثير حرارى.
4- تتأثر بكل من المجالين الكهربي والمغناطيسي. (لأنها سالبة الشحنة)
5- جسيمات سالبة الشحنة (أطلق عليها فيما بعد اسم الالكترونات)
6- لا تختلف فى سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز لأنها تدخل فى تركيب جميع المواد.



1)- لا تختلف أشعة المهبط فى سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز.
....

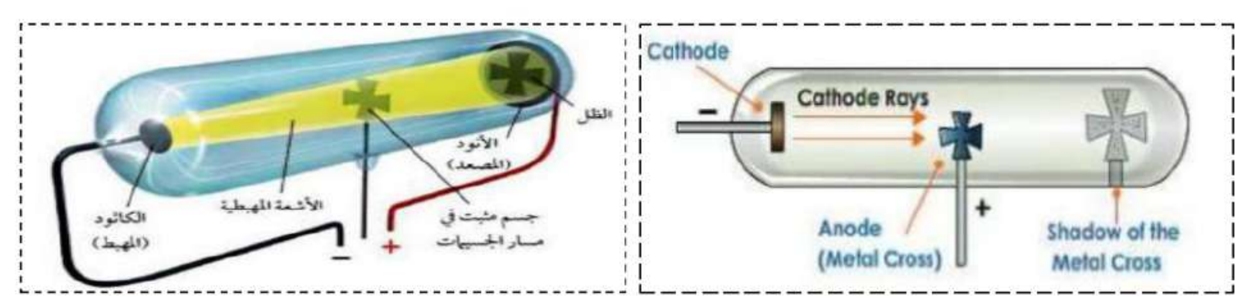
2)- ترتفع درجة حرارة أى معدن (صفيحة من البلاتين) عند تعرضه لأشعة المهبط
....

3)- يلزم تفريغ أنبوبة أشعة الكاثود حتى ضغط منخفض جدا عند توليد أشعة المهبط
....

4)- تختلف أشعة المهبط عن جسيمات ألفا
....

عند وضع جسم معتم في طريق أشعة المهبط داخل أنبوبة التفريغ الكهربي يتكون للجسم ظل في نهاية الأنبوبة **فسر**

....



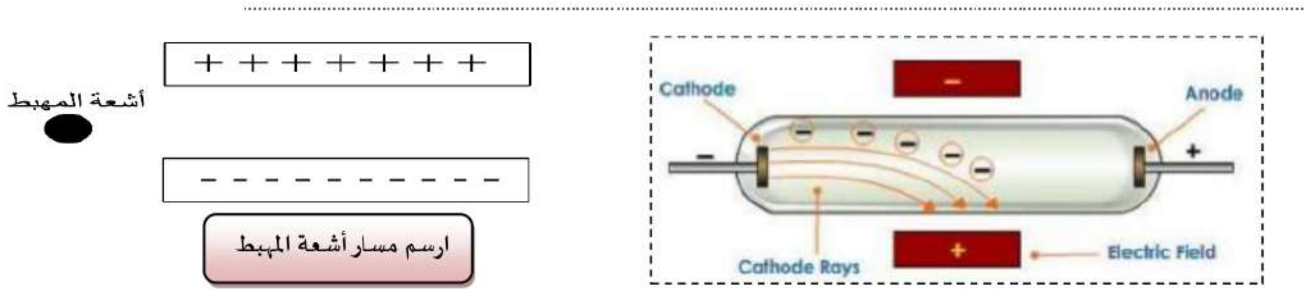
عند وضع مروحة (عجلة) من الميكا في طريق أشعة المهبط داخل أنبوبة التفريغ الكهربي فإنها تدور **فسر**

....

Light Paddle Wheel
Cathode Rays
Cathode
Anode

عند وضع مجال كهربي فإن أشعة المهبط تنحرف ناحية القطب الموجب **فسر**

....





الجهاز الموضح بالشكل المقابل لايصدر أشعة كاثود، ما التعديل الواجب مراعاته للحصول على الأشعة ؟ ....

(أ) تبديل توصيل قطبي المصدر الكهربي.
(ب) تسخين الأنود بدلاً من الكاثود.
(ج) استخدام مصدر متردد للتيار الكهربي بدلاً من المصدر المستمر.
(د) تفريغ الأنبوبة من الهواء.

اختر الإجابة الصحيحة

الشكل التالي يعبر عن ذرة ....

(أ) جون دالتون (ب) طومسون (ج) أرسطو (د) رذرفورد

✹يتفق كل من دالتون وطومسون في أن ذرة الكربون

أ	تحتوي علي إلكترونات سالبة	ب	متعادلة كهربيا	ج	لا يوجد بها فراغات	د	كرة متجانسة

✍ذرة رذرفورد:

✍أجراها العالمان جيجر وماريسدن بناء على اقتراح رذرفورد

✍الجهاز المستخدم يتكون من:-

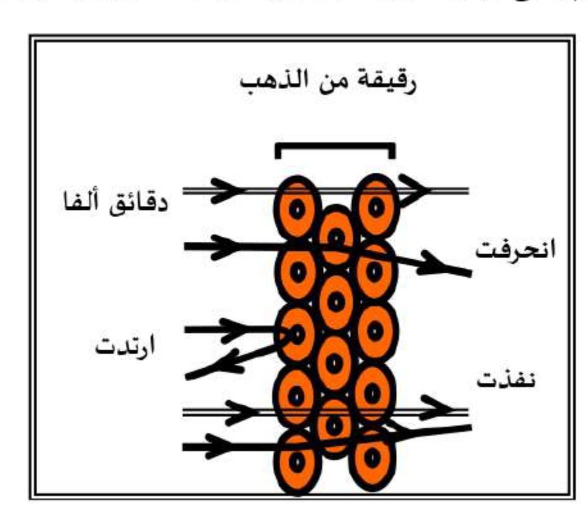
- لوح معدنى مغطى بكبريتيد الخارصين (كبريتيد الخارصين يعطى وميضاً عند سقوط جسيمات ألفا عليه).
- مصدر لجسيمات ألفا.
- شريحة رقيقة من الذهب.

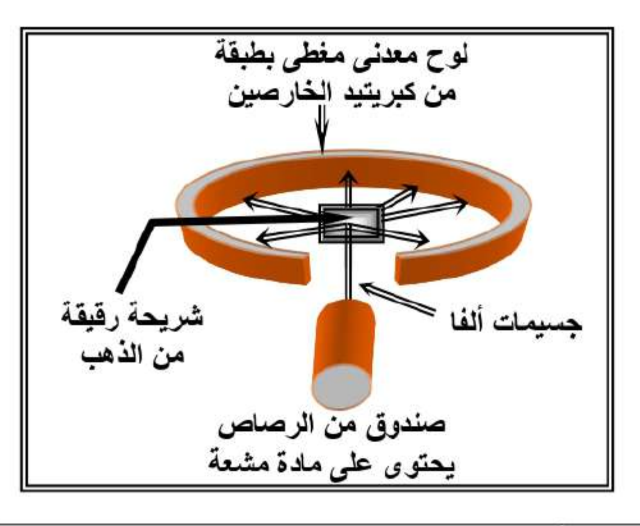
✍خطوات التجربة:-

❶ سمح لجسيمات ألفا أن تصطدم باللوح المعدنى المبطن بطبقة كبريتيد الخارصي فى حالة عدم وجود صفيحة الذهب.

❷ تم تحديد مكان وعدد جسيمات ألفا المصطدمة باللوح من الومضات التى تظهر عليه.

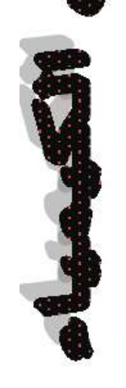
❸ تم وضع صفيحة رقيقة جداً من الذهب لتعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح.







المشاهدة	الاستنتاج
❶ نفاذ معظم جسيمات ألفا خلال صفيحة الذهب (وظهر أثرها فى نفس المكان الأول الذى ظهرت فيه قبل وضع صفيحة الذهب)	✍ معظم الذرة فراغ وليست كرة مصمتة (كما فى ذرة دالتون وطومسون).
❷ ارتدت نسبة قليلة جدا من جسيمات ألفا فى عكس مسارها ولم تنفذ من صفيحة الذهب . (لذلك ظهرت بعض ومضات على الجانب الآخر من اللوح)	✍ يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة ويشغل حيز صغير جداً هو النواة.
❸ انحراف نسبة قليلة جدا من جسيمات ألفا عن مسارها (ظهرت بعض ومضات على جانبى الموضع الأول)	✍ شحنة النواة موجبة مثل شحنة جسيمات ألفا لذا تنافرت معه.



رذرفورد وضع أول نظرية عن تركيب الذرة علي أساس تجريبي

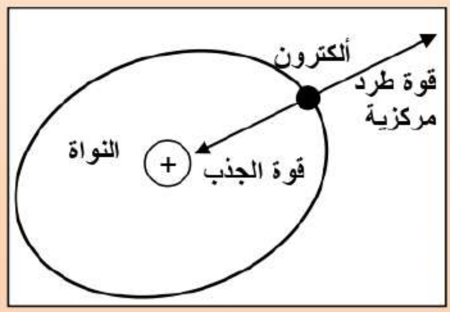
نموذج ذرة رذرفورد:-

❶ الذرة:-

- رغم صغرها المتناهى فهى معقدة التركيب تشبه المجموعة الشمسية: تتركب من نواة مركزية (مثل الشمس) تدور حولها الإلكترونات (مثل الكواكب).

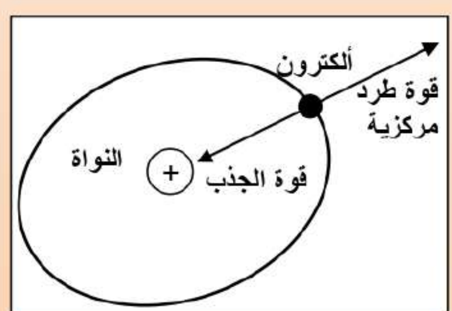
❷ النواة:-

- أصغر كثيراً من الذرة.
- توجد مسافات شاسعة بين النواة وبين المدارات الإلكترونية (أى أن الذرة غير مصمتة)
- تتركز فى النواة الشحنة الموجبة.
- تتركز فى النواة معظم كتلة الذرة.



❸ الإلكترونات:-

- سالبة الشحنة.
- كتلتها ضئيلة بالنسبة لكتلة النواة.
- الشحنة السالبة لجميع الإلكترونات فى الذرة تساوى الشحنة الموجبة فى النواة (الذرة متعادلة كهربياً).
- تدور الإلكترونات حول النواة بسرعة كبيرة فى مدارات خاصة رغم قوى الجذب بينها وبين النواة.
- تخضع الإلكترونات فى دورانها حول النواة إلى قوتين متبادلتين متساويتين مقداراً ومتضادتين اتجاهاً هما:- ❶ قوة جذب النواة الموجبة للإلكترونات.
❷ قوة طرد مركزية ناشئة عن دوران الإلكترون حول النواة.



عيوب (قصور) نظرية رذرفورد

لم توضح نظرية رذرفورد النظام الذي تدور فيه الالكترونات حول النواة

علل لما يأتى

1)- تتركز كتلة الذرة فى النواة

....

2)- الذرة متعادلة الشحنة الكهربية

....

3)- لا يسقط الالكترون السالب داخل النواة الموجبة

....

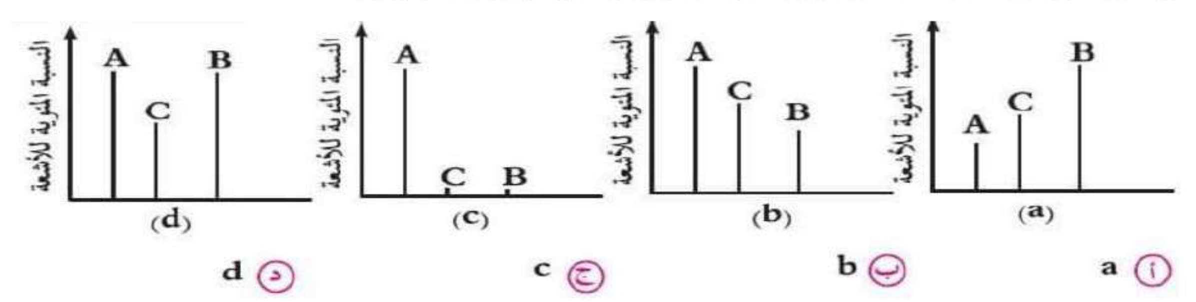
س: أعطى تفسيرا مناسبا للاستنتاجات التالية من خلال تجربة رذرفورد.

1)- الذرة معظمها فراغ وليست كرة مصمتة

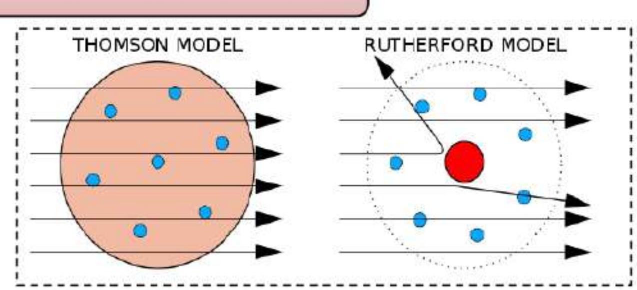
2)- يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة ويشغل حيزا صغير جدا يسمى النواة

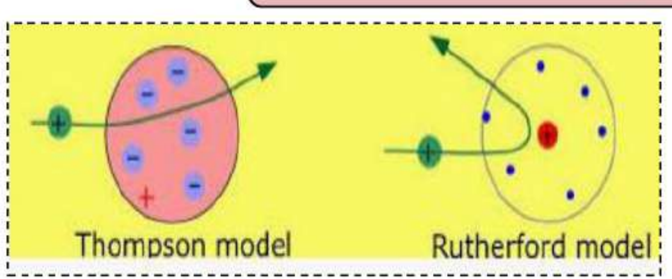
3)- الجزء الكثيف فى الذرة مشابها لشحنة جسيمات ألفا الموجبة

أى من التالية تعبر عن الأشعة النافذة (A) والمنحرفة (B) والمرتدة (C) فى تجربة رذرفورد.



سقوط حزمة من دقائق ألفا علي ذرة طومسون وذرة رذرفورد





ذرة طومسون	ذرة رذرفورد
تخترق جسيمات ألفا ذرة طومسون علي استقامتها (وقد يحدث انحراف بسيط لمسارات جسيمات ألفا)	نفاذ معظم جسيمات ألفا معظم الذرة فراغ وليست كرة مصمتة
لطاقتها العالية ولأنها ثقيلة	ارتدت نسبة قليلة جدا يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة ويشغل حيز صغير جداً هو النواة
والشحنة الموجبة موزعة في الذرة وليست ممركزة في مكان محدد	انحراف نسبة قليلة جدا شحنة النواة موجبة مثل شحنة جسيمات ألفا لذا تنافرت معه

اختر الإجابة الصحيحة

١ - من العالم الذي لم يفترض أن المادة مكونة من ذرات ؟ ....

(أ) ديموقراطيس. (ب) دالتون.
(جـ) أرسطـو. (د) بـــور.

٢ - كل مما يأتي من فروض نظرية دالتون، عدا

(أ)تتكون ذرات العناصر من بروتونات ونيوترونات وإلكترونات.
(ب) كتل ذرات العنصر الواحد متشابهة.
(جـ) الذرة غير قابلة للانقسام.
(د) يتكون كل عنصر من دقائق صغيرة جداً تسمى ذرات.

٣ - نموذج ذرة رذرفورد ....

(أ) النموذج المقبول حالياً للذرة.
(ب) افترض أن الذرة مصمتة.
(جـ) فسر الطيف الذري الفريد للعناصر المختلفة.
(د) افترض أن شحنة الإلكترونات تعادل شحنة النواة

٤ - في تجارب التفريغ الكهربي خلال الغازات تنحرف أشعة الكاثود بعيداً عن اللوح المعدني المشحون بشحنة سالبة، لأنها ....

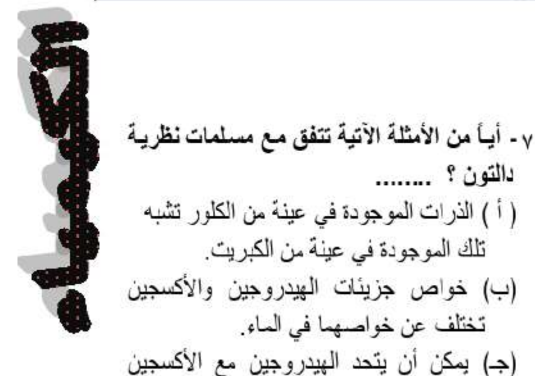
(أ) لا تعتبر جسيمات مادية. (ب) موجبة الشحنة.
(جـ) تصدر من جميع الأجسام. (د) سالبة الشحنة.

٥ - كل مما يأتي من خواص أشعة الكاثود، عدا

(أ) سيل من الإلكترونات. (ب) جسيمات مشحونة.
(جـ) تتحرك بسرعة الضوء.
(د) تنحرف بتأثير المجال المغناطيسي.

٦ - أثبتت تجربة رذرفورد المعملية أن ....

(أ) البروتونات غير موزعة بشكل منتظم في الذرة.
(ب) الإلكترونات جسيمات سالبة الشحنة.
(جـ) الإلكترونات جسيمات موجبة الشحنة.
(د) الذرة مكونة من بروتونات ونيوترونات والإلكترونات.



٧ - أياً من الأمثلة الآتية تتفق مع مسلمات نظرية دالتون ؟ ....

(أ) الذرات الموجودة في عينة من الكلور تشبه تلك الموجودة في عينة من الكبريت.
(ب) خواص جزيئات الهيدروجين والأكسجين تختلف عن خواصهما في الماء.
(جـ) يمكن أن يتحد الهيدروجين مع الأكسجين لتكوين الماء بأكثر من نسبة عددية.
(د) الذرات المكونة لعنصر الماغنسيوم متناهية الصغر

٨- فشل النموذج الذري لرذرفورد، لأنه لم يوضح

(أ) طبيعة حركة الإلكترونات حول النواة.
(ب) وجود نواة في الذرة.
(جـ) وجود قوى تجاذب بين البروتونات والإلكترونات.
(د) وجود فراغ بين النواة والإلكترونات.

❶
عند تعرض بعض الجسيمات لمجال كهربي فإن

A يمثل ……………………………………

B يمثل ……………………………………

+ + + + + + + +

- - - - - - - - - - -

أ	أشعة المهبط – جسيمات ألفا	ب	جسيمات ألفا – أشعة المهبط	ج	إلكترونات – أشعة المهبط	د	جسيمات ألفا – الكترونات

❷
عند سقوط جسيمات ألفا علي شريحة رقيقة من الذهب كما بالشكل الموضح

فإن A يدل علي ……………… B يدل علي ……………… C يدل علي ……………………

A
B
C

	أ	ب	ج	د
A	معظم الذرة فراغ	النواة موجبة الشحنة	تتركز كتلة الذرة في النواة	معظم الذرة فراغ
B	تتركز كتلة الذرة في النواة	معظم الذرة فراغ	النواة موجبة الشحنة	النواة موجبة الشحنة
C	النواة موجبة الشحنة	تتركز كتلة الذرة في النواة	معظم الذرة فراغ	تتركز كتلة الذرة في النواة

ملاحظات علي تجربة رذرفورد

❶ استخدم في التجربة جسيمات ألفا (نواة ذرة الهيليوم $^{4}He_2$)

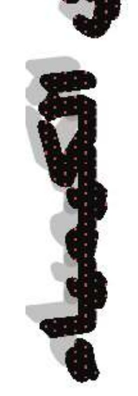
جسيمات ألفا بطيئة وثقيلة وقدرتها علي النفاذ ضعيفة مما يسهل رصدها

وبالتالي ترتد إذا اصطدمت بجزء كثافته كبيرة (نواة الذرة) وتنفذ في الفراغ بسهولة .

❷ استخدم شريحة من الذهب

لأنه يمكن عمل شريحة رقيقة جدا من الذهب تحافظ علي صلابتها وتماسك الذرات وشكلها البلوري

تحتوي علي 79 بروتون (العدد الذري) وبالتالي يكون الانحراف واضح نتيجة التنافر بين النواة وجسيمات ألفا



طيف الانبعاث للذرات (الطيف الخطي)

عند تسخين ذرات عنصر نقي في الحالة الغازية أو البخارية لدرجات حرارة مرتفعة أو تعريضها لضغط منخفض في أنبوبة التفريغ الكهربي ينبعث منها إشعاع أطلق عليه طيف الانبعاث الخطي (الطيف الخطي) عند فحصه بجهاز المطياف يظهر علي هيئة عدد صغير محدد من خطوط ملونة تفصل بينها مساحات معتمة .

• **المطياف:** جهاز له قدرة عالية على تحليل الضوء

الطيف الخطى

عبارة عن ضوء مكونا من عدد صغير محدد من خطوط ملونة تفصل بينها مساحات معتمة .

لكل عنصر طيف انبعاث ذري (طيف خطي) مميز وفريد ولا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطى لذا يستخدم طيف الانبعاث الذري (الطيف الخطي) للتعرف علي العنصر أو تحديد إذا كان العنصر جزءا من مركب ما

علل الطيف الخطى خاصية أساسية ومميزة للعنصر مثل بصمة الإصبع .

....

الطيف الخطى المرئى لذرة الهيدروجين

بدراسة الطيف الذرى وتفسيره ساعد فى حل لغز التركيب الذرى وقد استحق "نيلز بور" عليه جائزة نوبل.

نموذج ذرة بور:-

فروض بور:-

● استخدم بور بعض فروض رذرفورد:-

1. توجد فى مركز الذرة النواة موجبة الشحنة
2. الذرة متعادلة كهربياً.
3. أثناء دوران الإلكترون حول النواة تخضع لقوة جذب مركزية وقوة طرد مركزية.




●وأضاف بور الفروض التالية:-

❹ تدور الإلكترونات حول النواة حركة سريعة دون أن تفقد أو تكتسب طاقة.

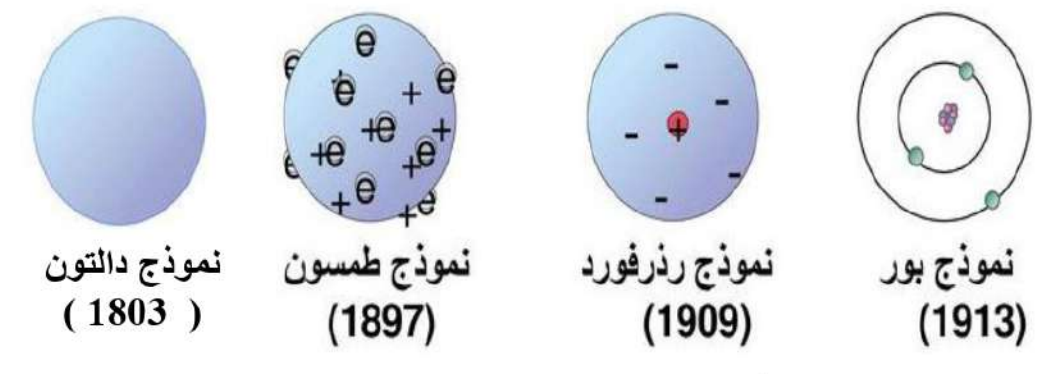
❺ تدور الإلكترونات حول النواة فى عدد من مستويات الطاقة المحددة والثابتة.
والفراغ بين المستويات منطقة محرمة تماماً لدوران الإلكترونات.

❻ للإلكترون أثناء حركته حول النواة طاقة معينة تتوقف على بعد مستوى طاقته عن النواة
تزداد طاقة المستوى كلما زاد نصف قطره (أى كلما بعدنا عن النواة) (طاقة المستوى = طاقة الالكترون)
ويعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسى.

❼ فى الحالة المستقرة يبقى الإلكترون فى أقل مستويات الطاقة المتاحة.
وإذا اكتسب الإلكترون قدراً معيناً من الطاقة (يسمى كوانتم أو كم) بواسطة التسخين أو التفريغ الكهربى
تصبح الذرة مثارة وينتقل الإلكترون مؤقتاً إلى مستوى طاقة أعلى يتوقف على مقدار الكم المكتسب.

❽ الإلكترون فى المستوى الأعلى فى وضع غير مستقر فيعود إلى مستواه الأصلى.
ويفقد نفس الكم من الطاقة الذى اكتسبه على هيئة طيف خطى مميز.

❾ تفسير خطوط طيف ذرة الهيدروجين
تمتص كثير من الذرات كمات مختلفة من الطاقة فى نفس الوقت الذى تشع فيه الكثير من الذرات كمات
أخرى من الطاقة ولذلك تنتج خطوط طيفية تدل على مستويات الطاقة التى تنتقل الإلكترونات خلالها.

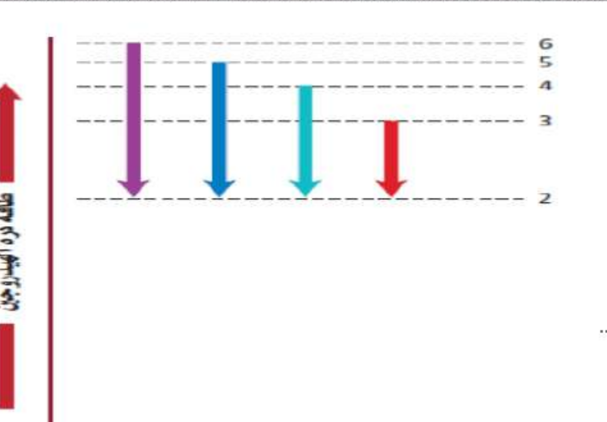


عند انتقال إلكترون من المستوي الأول إلي المستوي الرابع فإنه

أ	يكتسب 4 كم	ب	يكتسب كم	ج	يفقد 4 كم	د	يفقد كم

الكم لا يتجزأ

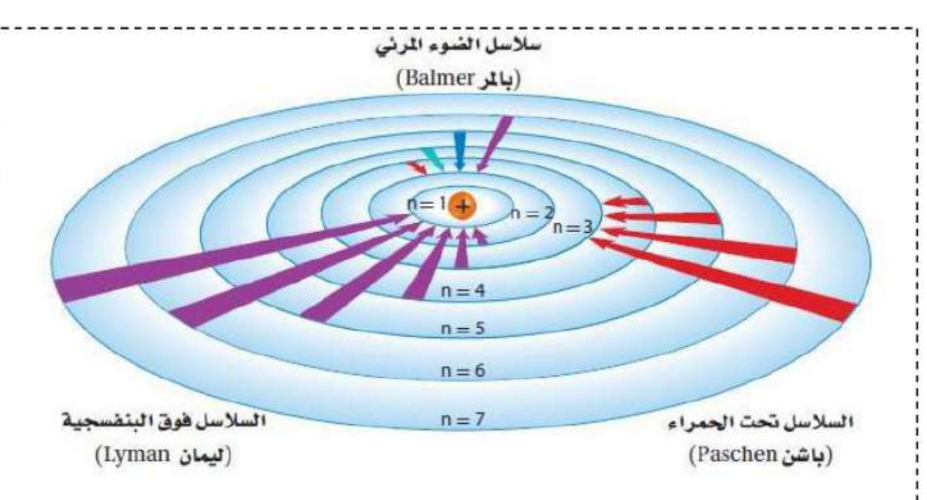
أكبر كم للطاقة من المستوي
الأول K إلي المستوي الثاني L



ملاحظات:-

- يتكون الطيف الخطي للهيدروجين من أربعة خطوط منفصلة .
- الطيف الخطى ينشأ عندما ينتقل الالكترون من مستوى أعلى إلى مستوى أقل.
- يتناسب الطول الموجي عكسيا مع الطاقة لذا أقلهم في الطاقة .... وأعلاهم طاقة ....

الطيف	الأحمر	أخضر مزرق	بنفسجي مزرق	بنفسجي
الطول الموجي	656nm	486nm	434nm	410nm
ظهور الطيف عند انتقال الالكترون بين مستويين هما	من المستوي .... إلي المستوي	من المستوي .... إلي المستوي	من المستوي .... إلي المستوي	من المستوي .... إلي المستوي ....



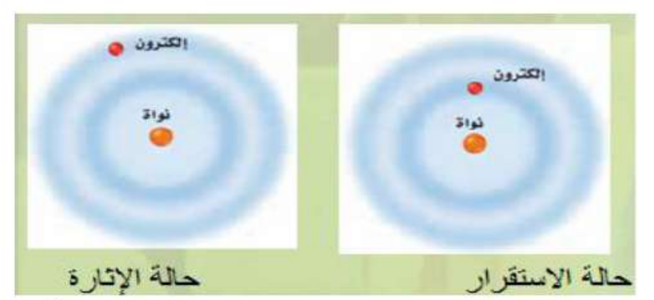
الشكل 11−1 عندما ينتقل الإلكترون من مستوى الطاقة الأعلى إلى مستوى الطاقة الأقل ينطلق فوتون. وتنتج السلاسل فوق البنفسجية (ليمان)، والمرئية (بالمر)، وتحت الحمراء (باشن) عند انتقال الإلكترونات إلى مستويات $n=1$ و$n=2$ و$n=3$ على الترتيب.

الذرة المثارة

هى ذرة أكتسبت مقدار من الطاقة نتج عنه انتقال ألكترون أو أكثر إلى مستويات طاقة أعلى.

حالة الاستقرار

الحالة التي تكون فيها الالكترونات فيها في أقل مستويات الطاقة المتاحة

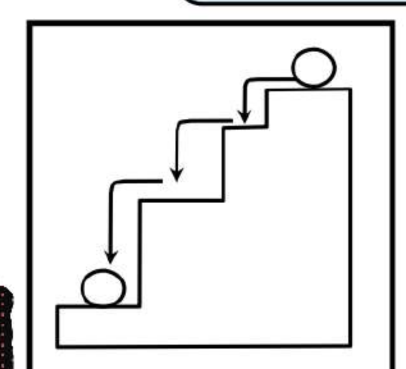


يوضح ذرة تحتوي على إلكترون واحد ، يوجد في حالته المستقرة في المستوى الأقل طاقة، وعندما تكون الذرة في حالة إثارة يكون الإلكترون في مستوى طاقة أعلى.

تكون ذرة الهيدروجين في الحالة المستقرة عندما يكون إلكترونها في المستوى ....

الكم "الكوانتم":

هو مقدار الطاقة المكتسبة أو المنطلقة عندما ينتقل إلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر.



- لا ينتقل الالكترون من مستواه إلى مستوى طاقة أخر إلا إذا كانت كمية الطاقة المكتسبة أو المنطلقة مساوية لفرق الطاقة بين المستويين أي كما كاملا. أى أن الكم كمية لا يمكن تجزئته أو مضاعفته.

- لا يمكن للإلكترون أن يستقر فى أي مسافة بين مستويات الطاقة إنما يقفز قفزات محددة هي أماكن مستويات الطاقة

ماذا يحدث إذا

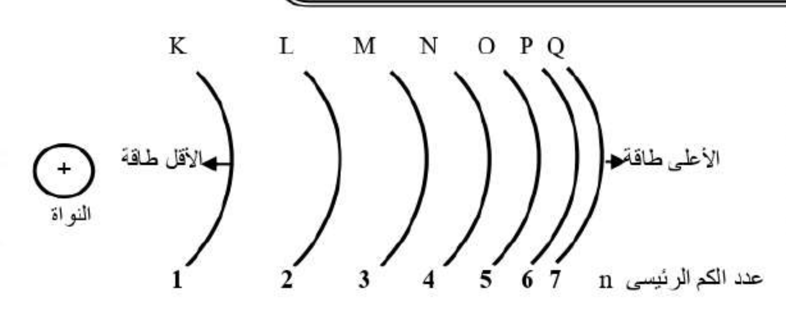
1)- اكتسب الالكترون جزءا من الطاقة لا تساوى كم.

....

2)- زادت الطاقة المعطاة للالكترون عن حد معين.

....

- أوضحت حسابات بور لأنصاف أقطار مستويات الطاقة ومقدار طاقة كل مستوي أن الفرق فى الطاقة بين المستويات ليس متساوياً فهو يقل كلما بعدنا عن النواة وبذلك يكون الكم من الطاقة اللازم لنقل الإلكترون بين مستويات الطاقة المختلفة ليس متساوياً.



يزداد حجم المستوي
تزداد طاقة المستوي
يقل الفرق في الطاقة بين المستويات

علل: كم الطاقة اللازم لنقل الإلكترون بين مستويات الطاقة المختلفة ليس متساوياً.

....

اختر الإجابة الصحيحة

1. كمية الطاقة اللازمة لنقل الالكترون من المستوى الأول إلى المستوى الثانى.................. كمية الطاقة اللازمة لنقل الالكترون من المستوى الثانى إلى المستوى الثالث. (أقل من . أكبر من . تساوى)
2. كمية الطاقة اللازمة لنقل الالكترون من المستوى الأول إلى المستوى الثانى.................. كمية الطاقة اللازمة لنقل الالكترون من المستوى الأول إلى المستوى الثالث. (أقل من . أكبر من . تساوى)

مزايا نموذج بور

❶ تفسير طيف الهيدروجين تفسيراً صحيحاً. (تفسير ذرة أو أيون يحتوي علي الكترون واحد)

❷ أدخلت نظرية بور فكرة الكم فى تحديد طاقة الإلكترونات فى مستويات الطاقة المختلفة .

عيوب نموذج بور

الحسابات الكمية لنظرية بور لم تتوافق مع نتائج تجريبية كثيرة . حيث **علل**

❶ لم يستطع تفسير أطياف العناصر الأكثر تعقيدا من طيف ذرة الهيدروجين مثل ذرة الهيليوم التى تحتوى على إلكترونين.

❷ اعتبر الإلكترون مجرد جسيم مادى سالب ولم يأخذ فى الاعتبار أن له خاصية موجية.

❸ افترض أنه يمكن تعيين كل من مكان وسرعة الإلكترون بكل دقة فى نفس الوقت وهذه يستحيل عملياً. لأن الجهاز المستخدم فى عملية رصد مكان وسرعة الإلكترون سوف يغير من مكانه أو سرعته.

❹ بينت معادلات نظرية "بور" أن الإلكترون يتحرك فى مدار دائرى مستوىٍ أى أن الذرة مسطحة، وقد ثبت أن الذرة لها الاتجاهات الفراغية الثلاثة.

اختر الإجابة الصحيحة

١ - أياً من العبارات الآتية تعتبر غير صحيحة ؟

(أ) الطيف الخطي لذرة الهيدروجين يتكون من أربعة ألوان غير منفصلة.
(ب) الإلكترونات لها طبيعة مزدوجة.
(جـ) نموذج ذرة بور أدخل فكرة الكم في تحديد طاقة الإلكترونات في مستويات الطاقة.
(د) في حالة عدم فقد أو اكتساب طاقة توصف الذرة بأنها مستقرة.

٢ - عند تقريب أحد أملاح الليثيوم إلى المنطقة غير المضيئة من لهب بنزن، فإنه يتلون باللون الأحمر، ويفسر ذلك بأن الإلكترونات في ذرات الليثيوم المثارة..

(أ) تفقد من الذرات.
(ب) يزداد عددها.
(جـ) تعود إلى مستوى طاقتها المستقر.
(د) تنتقل إلى مستويات طاقة أعلى.

٣ - نموذج ذرة بور ....

(أ) اقترح أن الإلكترون يشغل مستوى طاقة محدد فقط.
(ب) فسر الطيف الخطي لذرة الهيدروجين فقط.
(جـ) تنبأ بمستويات الطاقة المختلفة في الذرات متعددة الإلكترونات.
(د) (أ) - (ب) معاً.

٤ - عندما ينتقل فوتون من الضوء طوله الموجي 486nm من إلكترون في المستوى الرئيسي (n = 4) في ذرة الهيدروجين، فإنه ينتقل إلى المستوى الرئيسي .

(أ) n = 1
(ب) n = 2
(جـ) n = 3
(د) n = 5

٥ - يتكون الطيف الخطي المرئي لذرة الهيدروجين من أربعة خطوط ملونة، أياً منها يكون تردده هو الأصغر ؟ ....

(أ) الأخضر.
(ب) الأزرق.
(جـ) الأحمر.
(د) البنفسجي.

٦ - من فروض نموذج ذرة بور ....

(أ) تستطيع الإلكترونات أن تكتسب أي قدر من الطاقة.
(ب) يستحيل تحديد مسار الإلكترونات بدقة.
(جـ) تحديد طاقة الإلكترونات في مستويات الطاقة المختلفة من خلال فكرة الكم.
(د) (أ) ، (جـ) معاً.

٧ - أي العبارات التالية لا يتفق مع فروض نموذج ذرة بور ؟ ....

(أ) أدخلت فكرة طاقة الكم.
(ب) الإلكترون الأقرب للنواة هو الأقل طاقة.
(جـ)تدور الإلكترونات حول النواة في مدارات مختلفة.
(د) لا يمكن تحديد موقع وسرعة الإلكترون معاً بدقة.

٨ - عند مقارنة موضع الإلكترون وهو في حالته المستقرة، بموضعه وهو في الحالة المثارة، فأنه يكون.

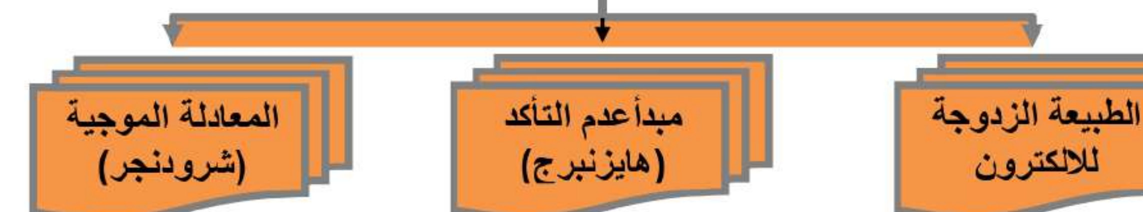
(أ) في مستوى الطاقة الثاني.
(ب) في النواة.
(جـ) أقرب إلى النواة.
(د) أبعد عن النواة.

٩ - المسار الفعلي للإلكترون الأخير في ذرة الحديد لا يمكن تحديده بالضبط .. العبارة السابقة تعتبر تطبيقاً لـ ....

(أ) قاعدة هوند.
(ب) نموذج بور.
(جـ) مبدأ عدم التأكد.
(د) الطبيعة المزدوجة للإلكترون.

النظرية الذرية الحديثة

قامت النظرية الذرية الحديثة في تركيب الذرة على تعديلات أساسية في نموذج بور وكان أهم هذه التعديلات



[1] الطبيعة المزدوجة للإلكترون:-

- أى أن الالكترون جسيم مادى له خواص موجية.

[2] مبدأ عدم التأكد لـ "هايزنبرج"

قد توصل هايزنبرج باستخدام ميكانيكا الكم إلى مبدأ مهم هو:-

" أن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معاً فى وقت واحد يستحيل عملياً "

وإنما التحدث بلغة الاحتمالات هو الأقرب إلى الصواب حيث يمكننا أن نقول من المحتمل بقدر كبير أو صغير وجود الإلكترون فى هذا المكان.

[3] المعادلة الموجية لـ "شرودنجر"

- بناءاً على أفكار "بلانك" و"أينشتين" و"دى براولى" و "هايزنبرج" تمكن شرودنجر من وضع معادلة موجية لحركة الالكترون فى الذرة

- **وبحل هذه المعادلة أمكن:- النتائج المترتبة علي حل معادلة شرودنجر**

❶ إيجاد مستويات الطاقة المسموح بها.

❷ تحديد منطقة حول النواة التى يزيد فيها احتمال تواجد الإلكترونات في كل مستوي طاقة .

❸ أعطي الحل الرياضي لمعادلة شرودنجر أربعة أعداد سميت بأعداد الكم

السحابة الإلكترونية:-

هى منطقة من الفراغ المحيط بالنواة . والتي يحتمل وجود الإلكترون فيها فى كل الاتجاهات والأبعاد.

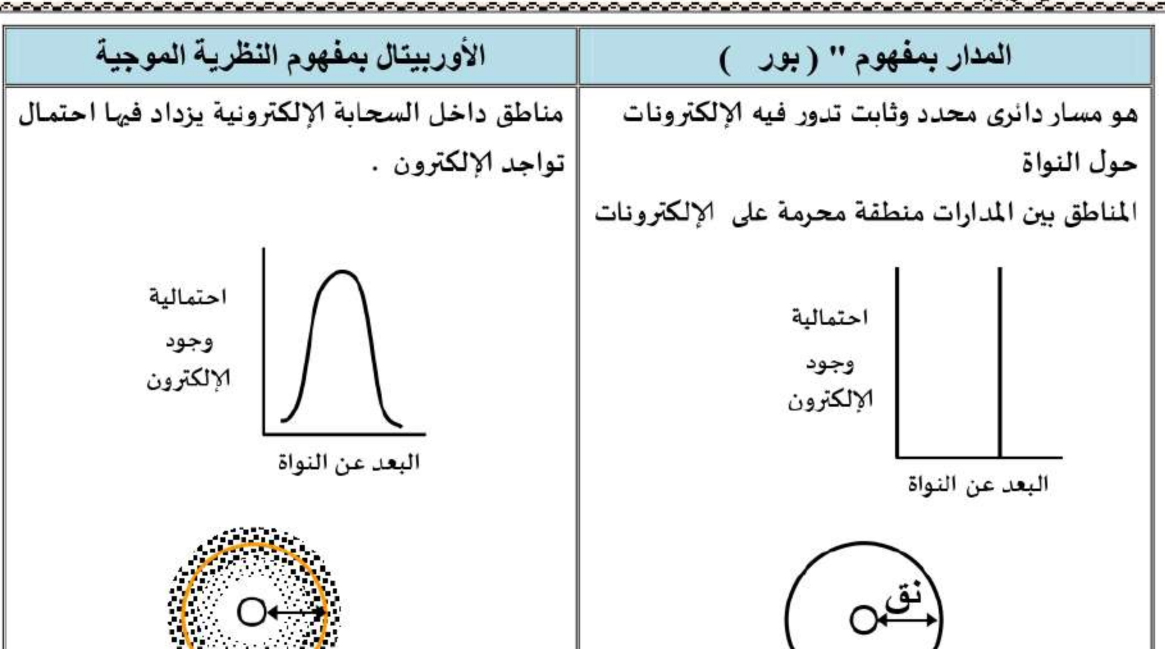
الأوربيتال

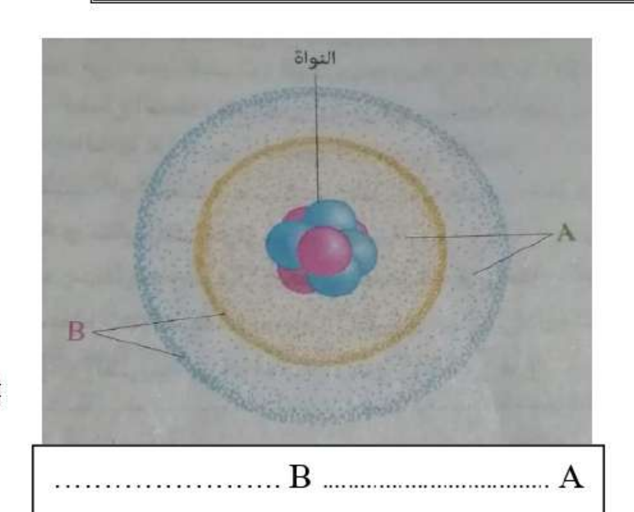
منطقة داخل السحابة الإلكترونية يزداد احتمال تواجد الإلكترون فيها .

علل: ذرة الهيدروجين ليست مسطحة

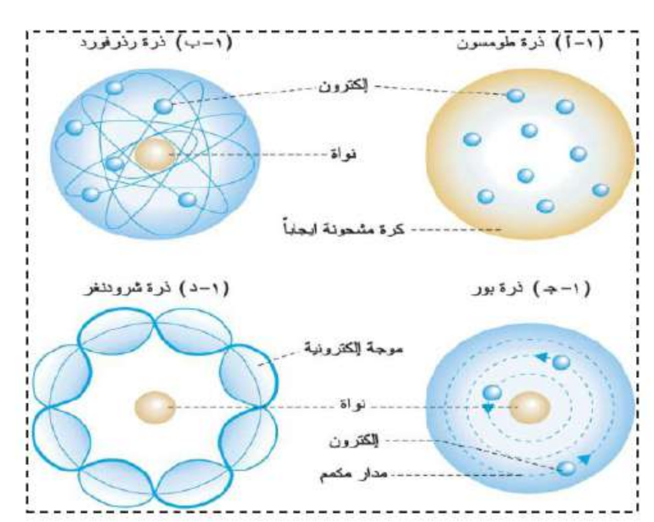
لأن الالكترون يدور فى جميع الإتجهات والأبعاد حول النواة فيما يعرف بالسحابة الالكترونية وهذا يجعل الذرة مجسمة وذات أبعاد ثلاثية وليست مسطحة

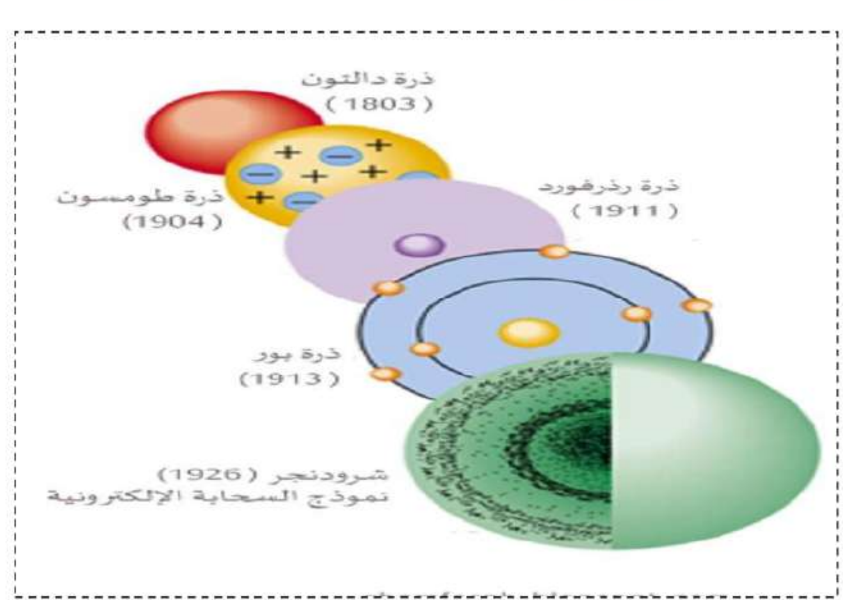
الأوربيتال بمفهوم النظرية الموجية	المدار بمفهوم " (بور)
مناطق داخل السحابة الإلكترونية يزداد فيها احتمال تواجد الإلكترون .	هو مسار دائرى محدد وثابت تدور فيه الإلكترونات حول النواة المناطق بين المدارات منطقة محرمة على الإلكترونات





A .... B ....





ملاحظات

• عدد مستويات الطاقة الرئيسية في أثقل الذرات سبعة (7) وهى في الحالة المستقرة.

K	L	M	N	O	P	Q
1	2	3	4	5	6	7

عدد الإلكترونات التى يتشبع بها مستوى طاقة رئيسى معين يساوى ضعف مربع رقم المستوى أى $2n^2$ حيث n رقم المستوى.

المستوى الأساسى	الرقم (n)	عدد الإلكترونات التى يتشبع بها (2n2)
K	1	$2 = {}^{2}1 \times 2$
L	2	$8 = {}^{2}2 \times 2$
M	3	$18 = {}^{2}3 \times 2$
N	4	$32 = {}^{2}4 \times 2$

• لا تنطبق العلاقة $2n^2$ على المستويات الأعلى من المستوى الرابع.
لأن الذرة تصبح غير مستقرة إذا زاد عدد الإلكترونات بمستوى طاقة رئيسي عن 32 إلكترون

• يحتوى كل مستوى طاقة رئيسى على عدد من مستويات الطاقة الفرعية تساوي رقمه .
➢ تأخذ المستويات الفرعية الرموز (s ,p ,d ,f)

المستوى الرئيسي	الرقم (n)	عدد المستويات الفرعية
K	1	1s
L	2	2s, 2p
M	3	3s, 3p, 3d
N	4	4s, 4p, 4d, 4f

✍ لا يزيد عدد المستويات الفرعية عن 4 مستويات.

✍ يكتب رقم المستوى الرئيسى (عدد الكم الرئيسى) أمام رمز المستوى الفرعى التابع لمستوى طاقة رئيسى معين.

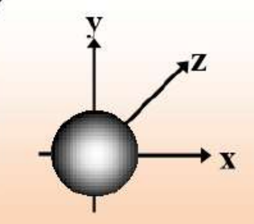
✍ تختلف المستويات الفرعية لنفس المستوى الرئيسى في الشكل وتختلف اختلافاً بسيطاً فى الطاقة
ويمكن ترتيبها حسب طاقتها كالأتى $S < p < d < f$

✍ لا توجد المستويات الفرعية الأتية فى أي ذرة (1p , 2d , 3f) علل
➢ لأن المستوى الأول الأساسى K يحتوى على مستوى فرعى واحد هو 1s فلا يوجد مستوى فرعى 1p
➢ والمستوى الثانى الأساسى L يحتوى على مستويين فرعيين هما 2s, 2p فلا يوجد مستوى فرعى 2d
➢ والمستوى الثالث الأساسى M يحتوى على ثلاث مستويات فرعية هم 3s, 3p, 3d فلا يوجد مستوى فرعى 3f

- كل مستوى فرعي يتكون من عدد فردي من الأوربيتالات • كل أوربيتال لا يتسع لأكثر من إلكترونين

المستوى الفرعي	s	p	d	f
عدد الأوربيتالات	1	3	5	7
عدد الإلكترونات	2	6	10	14





علل

- يتشبع المستوى الفرعي s بإلكترونين. ....
- يتشبع المستوى الفرعي p بستة إلكترونات. ....
- يتشبع المستوى الفرعي d بعشرة إلكترونات. ....
- يتشبع المستوى الفرعي f بأربعة عشر إلكترونات. ....

المستوى الفرعي S

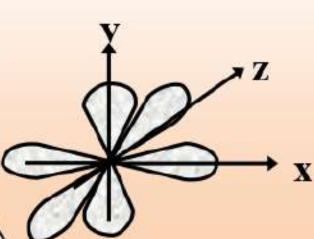
له أوربيتال واحد شكله كروي متماثل حول النواة.

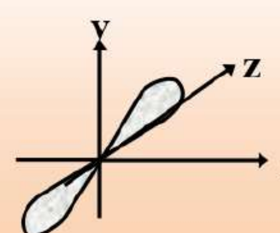
حجم وطاقة المستوى الفرعي 2S أكبر من حجم وطاقة المستوى الفرعي 1S ولكن لكل منهما نفس الشكل.

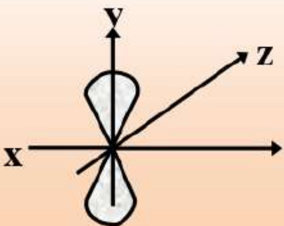
المستوى الفرعي p

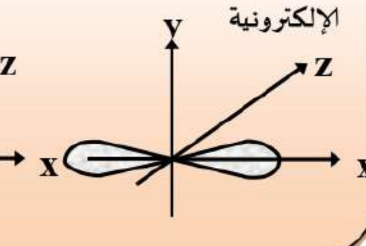
يحتوى على ثلاثة أوربيتالات متعامدة على بعضها [px , py , pz].

حيث تأخذ الكثافة الإلكترونية لكل أوربيتال منها شكل كمثرتين متقابلتين عند الرأس فى نقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية



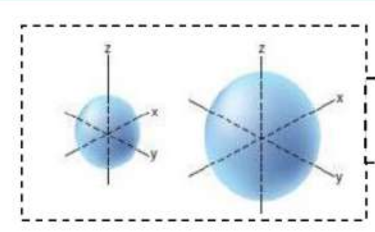




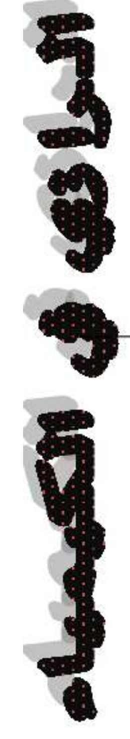


- الأوربيتالات الثلاثة لمستوى طاقة فرعي P لها نفس الشكل والطاقة و مختلفة في الإتجاه
- طاقة المستوى الفرعي 3P أكبر من طاقة المستوى الفرعي 2P

وهكذا طاقة المستوى الفرعي 4P أكبر من طاقة المستوى الفرعي 3P.



في الشكل المقابل أيهما يمثل المستوي الفرعي 2S



➢ مستوى الفرعى d

يتكون من خمس (5) أوربيتالات متساوية في الطاقة

- طاقة المستوى الفرعى 4d أكبر من طاقة المستوى الفرعى 3d
- طاقة المستوى الفرعى 5d أكبر من طاقة المستوى الفرعى 4d.

أوربيتالات المستوى الفرعى الواحد متساوية في الطاقة ومتشابهة في الشكل . ومختلفة في الاتجاه

➢ مستوى الفرعى f

يتكون من سبع (7) أوربيتالات متساوية في الطاقة .

- طاقة المستوى الفرعى 5f أكبر من طاقة المستوى الفرعى 4f.

خلي بالك

- المستويات الفرعية تأخذ الرموز (f, d, p, s).
- المستويات الفرعية لنفس المستوى الرئيسى مختلفة فى الشكل و متقاربة فى الطاقة حيث نجد أن (f > d > p > s) .
- تختلف طاقة المستويات الفرعية و احجامها تبعاً لبعدها عن النواة (4s > 3s > 2s > 1s)
- أوربيتالات المستوى الفرعى الواحد متساوية في الطاقة ومتشابهة في الشكل ومختلفة في الاتجاه (p_x , p_y , p_z لهما نفس الطاقة والشكل ومختلفة في الاتجاه)



اختر الإجابة الصحيحة

❶ المستويات الفرعية للمستوي الرئيسي L

أ	مختلفة فى الشكل و متقاربة فى الطاقة	ج	متماثلة فى الشكل و متقاربة فى الطاقة
ب	مختلفة فى الشكل و متساوية فى الطاقة	د	متماثلة في الشكل و متساوية فى الطاقة

❷ أوربيتالات المستوى الفرعى 3p

أ	متساوية في الطاقة ومتشابهة في الشكل ومختلفة في الاتجاه	ج	متساوية في الطاقة ومتشابهة في الشكل ولها نفس الاتجاه
ب	مختلفة في الطاقة ومتشابهة في الشكل ومختلفة في الاتجاه	د	مختلفة في الطاقة والشكل والاتجاه

وقد أعطى الحل الرياضى لمعادلة شرودنجر أربعة أعداد سميت *بأعداد الكم.*

أعداد الكم

أعداد تحدد أحجام الحيز من الفراغ الذى يكون احتمال الإلكترونات فيها أكبر ما يمكن (الأوربيتالات) كما تحدد عدد الأوربيتالات وطاقتها وأشكالها واتجاهاتها الفراغية بالنسبة لمحاور الذرة.

وتشمل أربعة أعداد

❶ عدد الكم الرئيسي (n)	يصف بعد الالكترون عن النواة
❷ عدد الكم الثانوي (ℓ)	يصف اشكال السحابة الالكترونية للمستويات الفرعية
❸ عدد الكم المغناطيسى (m_l)	يصف شكل و رقم الأوروبيتال الذى يوجد به الالكترون
❹ عدد الكم المغزلي (m_s)	يصف الدوران المغزلى للإلكترون

عدد الكم الرئيسى (n)

- استخدمه بور فى تفسير طيف ذرة الهيدروجين ويرمز له بالرمز (n)
- يستخدم عدد الكم الرئيسى فى تحديد:-
  - رقم (رتبة) مستويات الطاقة الرئيسية.
  - عدد الإلكترونات التى يتشبع بها كل مستوى رئيسى وهو يساوى $2n^2$ (ضعف مربع رقم المستوى)
- عدد صحيح ويأخذ القيم 1، 2، 3 ، 4 ، ....
- لا يأخذ قيمة الصفر أو قيم غير صحيحة.

عدد الكم الثانوى (ℓ)

- يستخدم في تحديد مستويات الطاقة الفرعية في كل مستوى طاقة رئيسى .
- قيمة عدد الكم الثانوي (ℓ) [(0 : (n−1)]

• تأخذ المستويات الفرعية الرموز والقيم الموضحة بالجدول التالي :

رموز المستويات الفرعية	s	p	d	f
قيمة عدد الكم الثانوي (ℓ) [(0 : (n−1)]	0	1	2	3

تدريب

❶ ما قيم ℓ المحتملة عندما يكون n = 4 ➤ 0 أو 1 أو 2 أو 3

❷ ما قيمة ℓ المحتملة لإلكترون ما في المستوي الرئيسي L ➤ ....

❸ اذكر مستويات الطاقة الفرعية الموجودة بذرة عنصر ما مستوي الطاقة الرئيسي الأخير بها L
➤ ....

قيمة عدد الكم الثانوي (ℓ)	المستويات الفرعية	قيمة عدد الكم الرئيسي (n)	المستوي الرئيسي
0	1s	1	K
0	2s	2	L
1	2p		
0	3s	3	M
1	3p		
2	3d		
0	4s	4	N
1	4p		
2	4d		
3	4f		

عدد الكم المغناطيسي (m_ℓ)

- يستخدم في تحديد عدد أوربيتالات كل مستوي طاقة فرعي من العلاقة ($2\ell + 1$) وهو عدد فردي دائما
- يستخدم في تحديد الإتجاهاتها الفراغية للأوربيتالات .
- يمثل بقيم عددية صحيحة تتراوح مابين ($-\ell , ..., 0 , ...+\ell$)

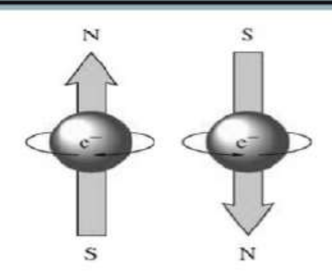
يوضح الجدول قيم عدد الكم المغناطيسي المحتملة لذرة (n = 4)

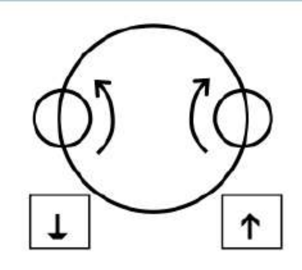
قيم عدد الكم المغناطيسي m_ℓ	قيمة عدد الكم الثانوي (ℓ)	المستويات الفرعية	قيمة عدد الكم الرئيسي (n)	المستوي الرئيسي
0	0	1s	1	K
0	0	2s	2	L
−1,0,+1	1	2p		
0	0	3s	3	M
−1,0,+1	1	3p		
−2,−1,0,+1,+2	2	3d		
0	0	4s	4	N
−1,0,+1	1	4p		
−2,−1,0,+1,+2	2	4d		
−3,−2,−1,0,+1,+2,+3	3	4f		

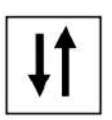
تدريب ما قيم المحتملة m_ℓ عندما يكون $\ell = 2$ ⮜ ....

عدد الكم المغزلى (m_s)

- يستخدم في تحديد نوعية حركة الإلكترون المغزلية فى الأوربيتال فى اتجاه عقارب الساعة (↑) أو عكسها (↓).
- وتكون قيمة عدد الكم المغزلي (m_s) اتجاه عقارب الساعة (↑) $+½$ او عكسها (↓) $-½$







لا يتسع أي أوربيتال لأكثر من 2 إلكترون [↓↑]. يدور كل منهما حول محوره ، وذلك أثناء دورانه حول النواة .

- لكل إلكترون حركتان هما : ❶حركة حول محوره (نفسه) تسمى حركة مغزلية ❷حركة حول النواة تسمى حركة دورانية

لا يتنافر الإلكترونان فى الأوربيتال الواحد. بالرغم من أن إلكتروني الأوربيتال الواحد يحملان نفس الشحنة السالبة **علل**

نتيجة دوران الإلكترون حول محوره يتكون له مجال مغناطيسى فى اتجاه عكس اتجاه المجال المغناطيسى للإلكترون الثانى [↓↑] وبذلك تقل قوى التنافر بين الإلكترونيين.

العلاقة بين رقم المستوى الرئيسى n وعدد المستويات الفرعية وعدد الأوربيتالات وعدد الإلكترونات

- كل مستوي طاقة رئيسي
  - يتكون من عدد من المستويات الفرعية يساوى رقمه n
  - يتكون من عدد من الأوربيتالات يساوى مربع رقم المستوى أى n^2
  - يتشبع بعدد من الإلكترونات يساوى ضعف مربع رقم المستوى $2n^2$.
- كل مستوي طاقة فرعي
  - يتكون من عدد فردي من الأوربيتالات يساوي ($2\ell + 1$)
- كل أوربيتال
  - يتشبع بإلكترونين

المستوى الرئيسى	رقم المستوى	المستويات الفرعية	عدد أوربيتالات المستوي الرئيسي	عدد الإلكترونات المستوي الرئيسي
K	....	....	....	....
L	....	....	....	....
M	....	....	....	....
N	....	....	....	....

تدريب حدد القيم الممكنه لعدد الكم الثانوى و المغناطيسى للإلكترون الذى عدد كمه الأساسى (n = 2)

....

....

....

حدد عدد الكم الرئيسي والثانوي والمغناطيسي والمغزلي للإلكترونات التي تقع في المستويات الفرعية التالية

1s , 2p , 3d , 4f

المستوي الفرعي	قيمة عدد الكم الرئيسي	قيمة عدد الكم الثانوي	قيمة عدد الكم المغناطيسي	قيمة عدد الكم المغزلي
1s	....	....	....	....
2p	....	....	....	....
3d	....	....	....	....
4f	....	....	....	....

اختر الإجابة الصحيحة

❶ أي من قيم أعداد الكم التالية تتضمن خطأ

أ	$n = 2$, $\ell = 1$, $m_\ell = +1$	ج	$n = 4$, $\ell = 2$, $m_\ell = +1$
ب	$n = 3$, $\ell = 3$, $m_\ell = -2$	د	$n = 3$, $\ell = 0$, $m_\ell = 0$

❷ أي من قيم أعداد الكم تعبر عن إلكترون ما في أحد أوربيتالات المستوي الفرعي 3p

أ	$n = 3$, $\ell = 2$, $m_\ell = -1$	ج	$n = 3$, $\ell = 0$, $m_\ell = +1$
ب	$n = 3$, $\ell = 0$, $m_\ell = 0$	د	$n = 3$, $\ell = 1$, $m_\ell = 0$

❸ الالكترون الذي له قيم أعداد الكم $n = 4$, $\ell = 3$, $m_\ell = +2$, $m_s = +½$ يوجد في المستوي الفرعي ....

أ	5p	ب	6s	ج	3d	د	4f

قواعد التوزيع الإلكتروني

هناك ثلاث قواعد يتم علي أساسها التوزيع الإلكتروني في الذرة وهم :

❶ مبدأ باولي للإستبعاد ❷ مبدأ البناء التصاعدي ❸ قاعدة هوند

❶ مبدأ باولي للاستبعاد

لا يتفق الكترونين فى ذرة واحدة فى نفس أعداد الكم الأربعة

مثال : الكترونى المستوى الفرعى $3s^2$

يتفقان في عدد الكم الرئيسى و الثانوى و المغناطيسى

و يختلفان فى قيمة عدد الكم الغزلى

اعداد الكم الأربعة	n	ℓ	m_ℓ	m_s
الإلكترون الأول	3	0	0	+1/2
الإلكترون الثانى	3	0	0	−1/2

❷ مبدأ البناء التصاعدي

لابد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولاً ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى.

ترتيب المستويات الفرعية تصاعديا حسب الطاقة كما يلي .

1S 2S,2p 3S,3p 4S,3d,4p 5S,4d,5p 6S,4f,5d,6p 7S,5f,6d,7p

يملأ المستوي الفرعي " 4S " بالالكترونات قبل المستوي الفرعي " 3d " **علل**

لأن طاقة المستوي الفرعي 4S أقل من طاقة المستوي الفرعي 3d

ترتب مستويات الطاقة الفرعية تبعا للطاقة بناء علي :

❶ مجموع (n + ℓ)	❷ رتبة مستوى الطاقة الرئيسي
طاقة المستوي الفرعي 4S أقل من طاقة المستوي الفرعي 3d لأن مجموع (n + ℓ) للمستوي الفرعي 4S أقل مما للمستوي الفرعي 3d	وذلك في حالة تساوي مجموع (n + ℓ) طاقة المستوي الفرعي 3p أقل من طاقة المستوي الفرعي 4S لأن قيمة n للمستوي الفرعي 3p أقل مما للمستوي الفرعي 4S

العنصر	توزيع الإلكترونات فى المستويات الفرعية مبدأ البناء التصاعدى	K	L	M	N	O
$_{1}H$	$1s^1$	1				
$_{3}Li$	$1s^2 - 2s^1$	2	1			
$_{7}N$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^3$	2	5			
$_{11}Na$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^1$	2	8	1		

أمثلة على توزيع الإلكترونات فى المستويات المختلفة

العنصر	توزيع الإلكترونات فى المستويات الفرعية مبدأ البناء التصاعدى	توزيع الإلكترونات فى المستويات الرئيسية K	L	M	N	O
$_{19}K$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^1$	2	8	8	1	
$_{20}Ca$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^2$	2	8	8	2	
$_{21}Sc$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^2 - 3d^1$	2	8	9	2	
$_{26}Fe$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^2 - 3d^6$	2	8	14	2	

اذا انتهى التوزيع الإلكترونى للعنصر بالمستوى الفرعى **d** وكان يحتوى على (4) او (9) إلكترون .

فلابد من انتقال إلكترون من المستوى الفرعى **4s** الى المستوى الفرعى **3d**

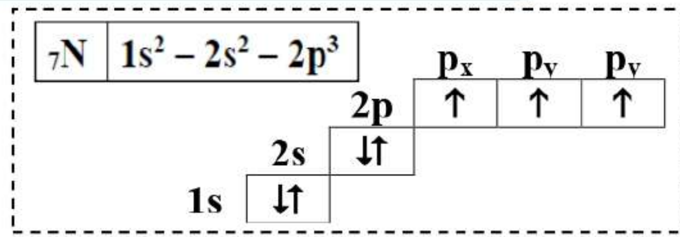
ليصبح المستوى الفرعى **d** مكتمل أو نصف مكتمل مما يجعل الذرة أكثر استقرار.

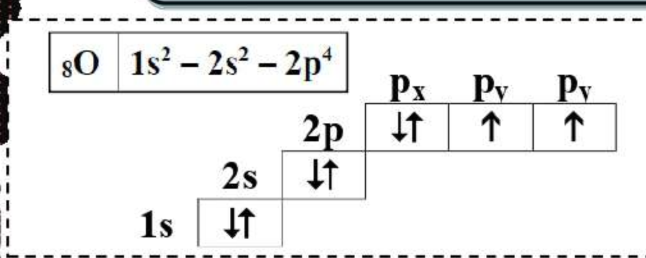
$_{24}Cr$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^1 - 3d^5$
$_{29}Cu$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^1 - 3d^{10}$

❸ قاعدة هوند

لا يحدث ازدواج بين الكترونين فى أوربيتال مستوى فرعى معين

الا بعد ان تشغل اوربيتالاته فرادى اولا لأن ذلك افضل لها من حيث الطاقة





علل لما يأتى :

(1) تتوزع الالكترونات فرادى أولا فى أوربيتالات المستوى الفرعى الواحد قبل أن تزدوج.

لأن ذلك أفضل له من جهة الطاقة لأنه عند أزدواج ألكترونين في أوربيتال واحد وبالرغم من أن غزلهما معاكس إلا أن هناك قوة تنافر بينهما تعمل على تقليل أستقرار الذرة أى زيادة طاقتها.

(2)- غزل الإلكترونات المفردة يكون في أتجاه واحد

لأن هذا الوضع يعطى الذرة أكبر قدر ممكن من الأستقرار.

(3)- يفضل الألكترون أن يزدوج مع ألكترون أخر في أحد أوربيتالات نفس المستوى الفرعى على الدخول إلى أوربيتال مستقل في المستوى الفرعى التالى له في الطاقة

لأن قوة التنافر الناشئة بينهما عند الازدواج أقل بكثير من الطاقة اللازمة لوجوده في مستوى طاقة فرعى أعلى في الطاقة وبذلك تكون الذرة أقل طاقة وأكثر أستقراراً.

(4)- فى ذرة $_8O$ يفضل الإلكترون الرابع أن يزدوج مع إلكترون آخر فى نفس المستوى الفرعى عن الدخول فى أوربيتال مستقل فى المستوى الفرعى التالى

....

الطريقة المختصرة للتوزيع الإلكترونى بدلالة الغاز الخامل كلأتى

86Rn : 7s	54Xe : 6s	36Kr : 5s	18Ar : 4s	10Ne : 3s	2He : 2s

العنصر	التوزيع بمبدأ البناء التصاعدى	التوزيع بالغاز الخامل
العنصر	التوزيع الإلكتروني	التوزيع الإلكتروني
الكلور $_{17}Cl$	$1S^2, 2S^2, 2P^6, 3S^2, 3P^5$	$(_{10}Ne)\ 3S^2, 3P^5$
الكالسيوم $_{20}Ca$	$1S^2, 2S^2, 2P^6, 3S^2, 3P^6, 4S^2$	$(_{18}Ar)\ 4S^2$

الأيون الموجب : (الكاتيون) ذرة عنصر فلزي فقدت الكترون أو أكثر
الأيون السالب : (الأنيون) ذرة عنصر لافلز اكتسبت الكترون أو أكثر

إذا انتهي التوزيع الإلكتروني بالمستوي الفرعي d عند تكون الأيون يفقد أولا الكترونات s لأنه أبعد عن النواه ثم إلكترونات d بالتتابع

تدريب اكتب التوزيع الإلكتروني $_{19}K$ $_{8}O^{-2}$ $_{26}Fe^{+2}$

العنصر (الأيون)	التوزيع بمبدأ البناء التصاعدى	التوزيع بالغاز الخامل
$_{19}K$	....	....
$_{26}Fe^{+2}$	....	....
$_{8}O^{-2}$	....	....

عنصر ينتهي توزيعه الإلكتروني ❶ $4s^2$ ❷ $3p^5$

	$3p^5$	$4s^2$
العدد الذري		
عدد البروتونات		
عدد المستويات الفرعية		
عدد الأوربيتالات المشغولة بالإلكترونات		
عدد الأوربيتالات الممتلئة		
عدد الأوربيتالات النصف ممتلئة		
عدد مستويات الطاقة الرئيسية المكتملة		
عدد مستويات الطاقة الرئيسية غير المكتملة		
التوزيع الإلكتروني لأيونه		

ملاحظات

عدد الكم الرئيسى لأى الكترون فى المستويات الفرعية يساوى الرقم الذى يكتب امامه

عدد الكم الثانوى ℓ لأى الكترون فى المستويات الفرعية يساوى

s	p	d	f
0	1	2	3

عدد الكم المغناطيسى لأى الكترون فى المستويات الفرعية يساوى $+\ell$، .... ، 0 ، ..... ، $-\ell$

عدد الكم المغزلى لأى الكترون فى المستويات الفرعية يساوى +1/2 أو -1/2

مثال :الكترونات المستوى الفرعى $2p^6$

اعداد الكم الأربعة	الإلكترون الأول	الإلكترون الثانى	الإلكترون الثالث	الإلكترون الرابع	الإلكترون الخامس	الإلكترون السادس
n	2	2	2	2	2	2
ℓ	1	1	1	1	1	1
m_ℓ	−1	0	+1	−1	0	+1
m_s	+1/2	+1/2	+1/2	−1/2	−1/2	−1/2

✍ حدد القيم المحتملة لأعداد الكم للإلكترون الأخير في ذرة $_9F$

....

....

....



✍ حدد القيم المحتملة لأعداد الكم للإلكترون الأخير في ذرة $_{11}Na$

....

....

....



✍ ذرة عنصر الإلكترون الأخير قيم أعداد الكم 3,1,0, -1/2

حدد العدد الذري

عدد المستويات الفرعية

عدد الأوربيتالات المشغولة

عدد الأوربيتالات الممتلئة

عدد الأوربيتالات النصف ممتلئة

عدد الكترونات المستوي الرئيسي الثالث

....

....

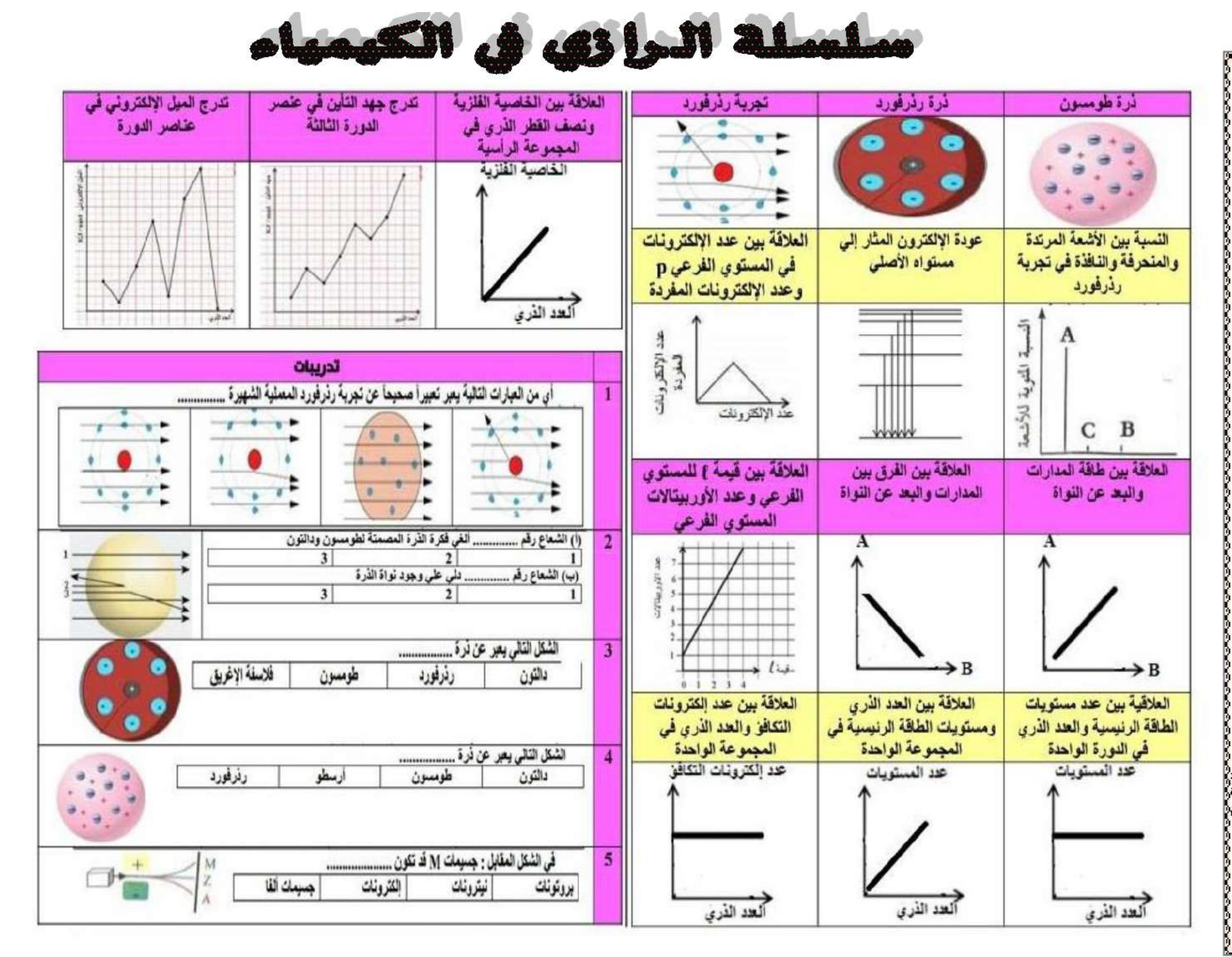
....

....

....

....

سلسلة الرازي في الكيمياء



ذرة طومسون	ذرة رذرفورد	تجربة رذرفورد
النسبة بين الأشعة المرتدة والمنحرفة والنافذة في تجربة رذرفورد	عودة الإلكترون المثار إلي مستواه الأصلي	العلاقة بين عدد الإلكترونات في المستوي الفرعي p وعدد الإلكترونات المفردة
العلاقة بين طاقة المدارات والبعد عن النواة	العلاقة بين الفرق بين المدارات والبعد عن النواة	العلاقة بين قيمة ℓ للمستوي الفرعي وعدد الأوربيتالات المستوي الفرعي
العلاقية بين عدد مستويات الطاقة الرئيسية والعدد الذري في الدورة الواحدة	العلاقة بين العدد الذري ومستويات الطاقة الرئيسية في المجموعة الواحدة	العلاقة بين عدد إلكترونات التكافؤ والعدد الذري في المجموعة الواحدة

العلاقة بين الخاصية الفلزية ونصف القطر الذري في المجموعة الرأسية	تدرج جهد التأين في عنصر الدورة الثالثة	تدرج الميل الإلكتروني في عناصر الدورة

تدريبات

1. أي من العبارات التالية يعبر تعبيراً صحيحاً عن تجربة رذرفورد المعملية الشهيرة ....

2. (أ) الشعاع رقم .... ألغي فكرة الذرة المصمتة لطومسون ودالتون

1	2	3

(ب) الشعاع رقم .... دلي علي وجود نواة الذرة

1	2	3

3. الشكل التالي يعبر عن ذرة ....

دالتون	رذرفورد	طومسون	فلاسفة الإغريق

4. الشكل التالي يعبر عن ذرة ....

دالتون	طومسون	أرسطو	رذرفورد

5. في الشكل المقابل : جسيمات M قد تكون ....

بروتونات	نيترونات	إلكترونات	جسيمات ألفا

اختر الإجابة الصحيحة

١ - ما عدد الكم الذي لا يأخذ قيمة zero أو قيمة غير صحيحة ؟ ....

(أ) الرئيسي. (ب) الثانوي.
(جـ) المغناطيسي. (د) المغزلي.

٢ - أياً من قيم أعداد الكم الآتية تعبر عن إلكترون ما في أحد أوربيتالات المستوى الفرعي $3p$ ؟

(أ) $n = 3 , l = 2 , m_l = -1$
(ب) $n = 3 , l = 0 , m_l = 0$
(جـ) $n = 3 , l = 0 , m_l = +1$
(د) $n = 3 , l = 1 , m_l = 0$

٣ - ما أكبر عدد من الإلكترونات يكون لها عددي الكم $(n = 4 , l = 1)$ في نفس الذرة ؟ .... إلكترون.

(أ) 2. (ب) 6. (جـ) 8. (د) 10.

٤ - إلكترونات مستوى الطاقة الفرعي $5d$ في أحد الذرات لا يمكن أن يكون عدد الكم المغناطيسي لها ....

(أ) +1. (ب) −1. (جـ) +2. (د) +3.

٥ - الإلكترون الذي قيم أعداد الكم الأربعة له $(n = 4 , l = 3 , m_l = +2 , m_s = +½)$: يوجد في المستوى الفرعي ....

(أ) $3d$. (ب) $4f$.
(جـ) $5p$. (د) $6s$.

٦ - الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة K

(أ) تتفق في عدد الكم (n) فقط.
(ب) تتفق في عدد الكم (l) فقط.
(جـ) تتفق في عدد الكم (m_l) فقط.
(د) جميع ما سبق.

٧ - أيهما يكون أسهل .. فقد إلكترون من $3d$ أم من $4s$ ؟ ....

(أ) $4s$ يكون أكثر سهولة لأنه أقرب للنواة من $3d$.
(ب) $4s$ يكون أقل سهولة لأنه أقرب للنواة من $3d$.
(جـ) $4s$ يكون أكثر سهولة لأنه أبعد عن النواة من $3d$.
(د) $4s$ يكون أقل سهولة لأنه أبعد عن النواة من $3d$.

٨ - أياً من أعداد الكم لا تتضمن خطأ ؟

(أ) $n = 5 , l = 3 , m_l = -3$
(ب) $n = 3 , l = 1 , m_l = -2$
(جـ) $n = 4 , l = 0 , m_l = +1$
(د) $n = 3 , l = 2 , m_l = -3$

٩ - أياً من أعداد الكم تتضمن خطأ ؟

(أ) $n = 6 , l = 3 , m_l = +2$
(ب) $n = 3 , l = 2 , m_l = 0$
(جـ) $n = 4 , l = 0 , m_l = -3$
(د) $n = 3 , l = 1 , m_l = -1$

١٠ - الإلكترونان اللذان لهما نفس قيمتي l , m_s يقعا في نفس ....

(أ) المستوى الفرعي وليس بالضروري في نفس المستوى الرئيسي.
(ب) المستوى الرئيسي ولكن في مستويين فرعيين مختلفين.
(جـ) الأوربيتال.
(د) المستوى الرئيسي ولكن في أوربيتالات مختلفة.

١١ - أياً مما يأتي يمثل أعداد الكم المحتملة للإلكترون الأخير في ذرة النيتروجين ؟ ....

(أ) $n = 2 , l = 1 , m_l = +1 , m_s = +½$
(ب) $n = 2 , l = 1 , m_l = +1 , m_s = -½$
(جـ) $n = 2 , l = 1 , m_l = -1 , m_s = +½$
(د) $n = 2 , l = 1 , m_l = -1 , m_s = -½$

١٢ - إلكترون (X) له أعداد الكم الآتية :

$(n = 3 , l = 2 , m_l = -1 , m_s = -½)$

ما أعداد كم الإلكترون (Y) الذي له نفس طاقة الإلكترون (X) ولكنه يختلف عنه في حركته المغزلية ؟ .... على الترتيب.

(أ) 3 , 2 , −1 , +½
(ب) 3 , 1 , −1 , −½
(جـ) 3 , 2 , 0 , +½
(د) 2 , 1 , 0 , +½

١٣ - أياً من الاختيارات التالية تمثل مجموعة أعداد الكم للإلكترون المفرد في ذرة عنصر الجاليوم

الاختيارات	n	l	m_l	m_s
(أ)	3	1	+1	+½
(ب)	4	0	0	−½
(جـ)	4	1	−1	+½
(د)	4	2	+1	+½

١٤ - ما عدد الإلكترونات التي تحمل عدد الكم الرئيسي (n = 4) في ذرة البوتاسيوم $_{19}K$ ؟

(أ) 1ē. (ب) 2ē. (جـ) 3ē. (د) 4ē.

١٥ - عدد الأوربيتالات الممتلئة بالإلكترونات في ذرة عنصر عدده الذري 16 يساوي ....

(أ) 1. (ب) 7. (جـ) 8. (د) 9.

١٦ - العنصر الذي عدده الذري 14 تتوزع إلكتروناته في عدد .... أوربيتال.

(أ) 16. (ب) 12. (جـ) 8. (د) 7.

١٧ - في عنصر الحديد $_{26}Fe$ يتساوى عدد الأوربيتالات النصف ممتلئة مع عدد الكم

(أ) الرئيسي. (ب) الثانوي.
(جـ) المغناطيسي. (د) المغزلي.

- ما التوزيع الإلكتروني الذي يمثل ذرة مثارة ؟

(أ) $_9F : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6$
(ب) $_7N : 1s^2 , 2s^2 , 2p^3$
(جـ) $_2He : 1s^2$ (د) $_3Li : 1s^2 , 2p^1$

١٨ - أياً مما يأتي يخالف مبدأ الاستبعاد لباولي ؟

(أ)	⇅	⇅		
(ب)	↑↑	↑	↑	↑
(جـ)	⇅	↑	↓	↑
(د)	↑	↑	↑	↑

....
....
....
....
....
....
....
....

ملاحظات

2 الجدول الدوري وتصنيف العناصر

سلسلة الرازي في الكيمياء

الجدول الدوري الحديث

العدد الذري	6
الرمز	C
الأسم	كربون
الوزن الذري	12

عناصر الفئة s — عناصر الفئة d — عناصر الفئة p

الدورة	1 المجموعة (1A)	2 المجموعة (2A)	3 المجموعة (3B)	4 المجموعة (4B)	5 المجموعة (5B)	6 المجموعة (6B)	7 المجموعة (7B)	8 المجموعة (8)	9 المجموعة (8)	10 المجموعة (8)	11 المجموعة (1B)	12 المجموعة (2B)	13 المجموعة (3A)	14 المجموعة (4A)	15 المجموعة (5A)	16 المجموعة (6A)	17 المجموعة (7A)	18 المجموعة (0)
الدورة الأولى	1 H هيدروجين 1																	2 He هيليوم 4
الدورة الثانية	3 Li ليثيوم 7	4 Be بريليوم 9											5 B بورون 10.81	6 C كربون 12	7 N نيتروجين 14	8 O أكسجين 16	9 F فلور 19	10 Ne نيون 20
الدورة الثالثة	11 Na صوديوم 23	12 Mg ماغنسيوم 24											13 Al ألومنيوم 27	14 Si سيليكون 18	15 P فسفور 31	16 S كبريت 32	17 Cl كلور 35.5	18 Ar أرجون 40
الدورة الرابعة	19 K بوتاسيوم 39	20 Ca كالسيوم 40	21 Sc سكانديوم 44.9	22 Ti تيتانيوم 47.88	23 V فاناديوم 50.94	24 Cr كروم 52	25 Mn منجنيز 54.94	26 Fe حديد 55.84	27 Co كوبلت 58.98	28 Ni نيكل 58.69	29 Cu نحاس 63.55	30 Zn خارصين 65.39	31 Ga جاليوم 69.72	32 Ge جرمانيوم 72.64	33 As زرنيخ 74.92	34 Se سيلينيوم 78.96	35 Br بروم 80	36 Kr كريبتون 83.8
الدورة الخامسة	37 Rb روبيديوم 85.47	38 Sr سترانشيوم 87.62	39 Y يتريوم 88.9	40 Zr زركونيوم 91.22	41 Nb نيوبيوم 92.9	42 Mo موليبدنيوم 95.94	43 Tc تكنتيوم 88	44 Ru روثنيوم 101.1	45 Rh روديوم 102.9	46 Pd بلاديوم 106.42	47 Ag فضة 107.9	48 Cd كادميوم 112.4	49 In إنديوم 114.8	50 Sn قصدير 118.7	51 Sb إنتيمون 121.75	52 Te تيلوريوم 127.4	53 I يود 127	54 Xe زينون 131.3
الدورة السادسة	55 Cs سيزيوم 132.9	56 Ba باريوم 137.3	57 La لانثانيوم 138.9	72 Hf هافنيوم 178.5	73 Ta تنتاليوم 180.9	74 W تنجستين 183.84	75 Re رينيوم 186.2	76 Os أوزميوم 190.23	77 Ir أيريديوم 192.22	78 Pt بلاتين 195.1	79 Au ذهب 197	80 Hg زئبق 200.6	81 Tl تاليوم 204.4	82 Pb رصاص 207.2	83 Bi بزموث 209	84 Po بولونيوم 209	85 At أستاتين 210	86 Rn رادون 222
الدورة السابعة	87 Fr فرانسيوم 223	88 Ra راديوم 226	89 Ac أكتنيوم 227	104 Rf رزرفورديوم 261	105 Db دبنيوم 262	106 Sg سيبرجيوم 266	107 Bh بوهريوم 264	108 Hs هاسيوم 269	109 Mt ميتانديوم 268	110 Ds دارمستديوم 281	111 Rg رونتجنيوم 272	112 Uub يونيبيوم 285	113 Uut يونيتريوم 284	114 Uuq يونيكوادوم 289	115 Uup يونيبنتيوم 288	116 Uuh يونيهكسيوم 292		

عناصر الفئة f

اللانثانيدات	58 Ce سيريوم 140.1	59 Pr براسيوديميوم 140.9	60 Nd نيوديميوم 144.24	61 Pm بروميثيوم 145	62 Sm ساماريوم 150.09	63 Eu أوروبيوم 152	64 Gd جادولينيوم 157.25	65 Tb تيربيوم 158.9	66 Dy ديسبروزيوم 162.5	67 Ho هولميوم 164.9	68 Er أربيوم 167.8	69 Tm توليوم 168.9	70 Yb يتربيوم 173	71 Lu لوتيتيوم 175
الأكتينيدات	90 Th ثوريوم 232	91 Pa بروتكتينيوم 231	92 U يورانيوم 239	93 Np نبتونيوم 237	94 Pu بلوتونيوم 244	95 Am أمريكيوم 243	96 Cm كوريوم 247	97 Bk بركيليوم 247	98 Cf كاليفورنيوم 251	99 Es أينشتينيوم 252	100 Fm فيرميوم 257	101 Md مندليفيوم 258	102 No نوبيليوم 259	103 Lr لورانسيوم 226

فلزات الأقلاء — فلزات الأقلاء الأرضية — الفلزات الانتقالية — الفلزات — أشباه الفلزات — الهالوجينات — لافلزات اخرى — اللانثانيدات — الأكتينيدات — الغازات الخاملة

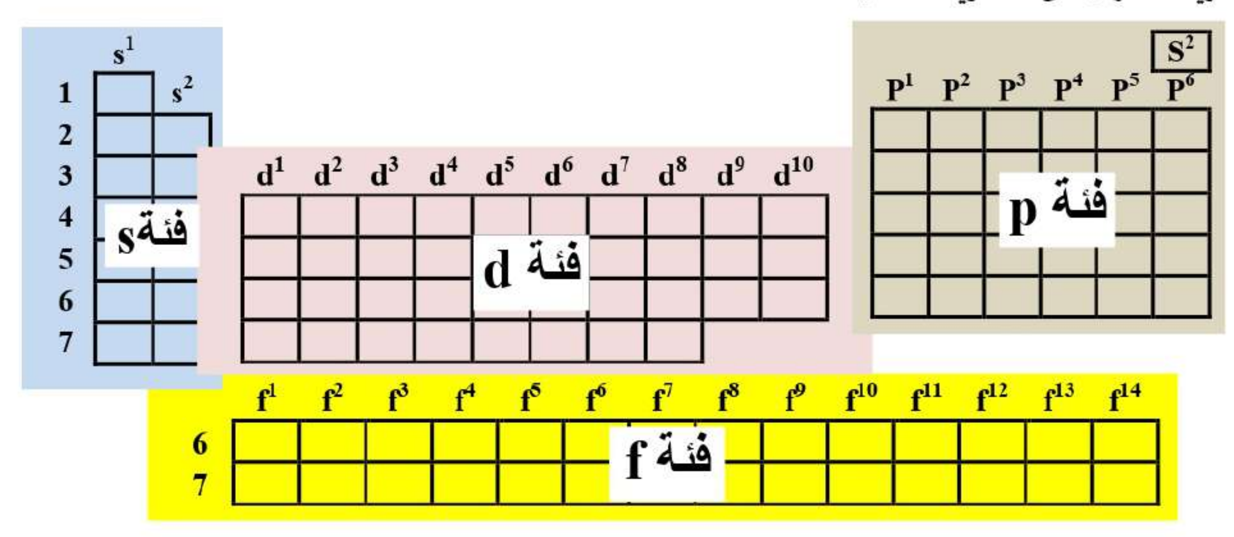
الجدول الدوري الحديث

الأساس العلمي الذي بني عليه

- جدول رتبت فيه العناصر تصاعديا حسب الزيادة فى أعدادها الذرية حيث يزيد كل عنصر عن العنصر الذى يسبقه بإلكترون واحد.
- وطريقة ملئ المستويات الفرعية بالإلكترونات تبعا لمبدأ البناء التصاعدى

1s	2s < 2p	3s < 3p	4s < 3d < 4p
5s < 4d < 5p	6s < 4f < 5d < 6p	7s < 5f < 6d	

- يتكون من 7 دورات أفقية و 16 مجموعة رأسية (18 عمود رأسي) .
- يحتوى على 4 أنواع من العناصر (خاملة . ممثلة . إنتقالية رئيسية . إنتقالية داخلية)
- ينقسم إلى اربع فئات هى (s , p , d , f) .
- المستويات الفرعية هى المستويات الحقيقة للطاقة .



الدورة الأفقية

مجموعة من العناصر مختلفة الخواص مرتبة تصاعديا حسب الزيادة فى أعداها الذرية من اليسار الى اليمين .

مميزاتها .

- لها نفس عدد مستويات الطاقة .
- يزيد كل عنصر عن الذى يسبقه بمقدار واحد الكترون .
- كل دورة تبدأ بعنصر فلز من الفئة S و تنتهى بغاز خامل .
- تبدأ كل دورة بملء مستوي طاقة رئيسي جديد بالإلكترونات

المجموعة الرأسية

مجموعة من العناصر متشابهة الخواص مرتبة تصاعديا من أعلى الى أسفل حسب الزيادة فى أعداها الذرية

مميزاتها .

- لها نفس عدد الإلكترونات فى مستوى الطاقة الأخير.
- يزيد كل عنصر عن الذى يسبقه بمقدار مستوى طاقة مكتمل .
- تختلف فى عدد الكم الرئيسى

علل

❶ عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في الخواص ؟؟.

➢ ج : لإنها تحتوى على نفس عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الأخير .

❷ يتشابه خواص عنصري الليثيوم $_{3}Li$ والصوديوم $_{11}Na$

➢ ....

❶ عنصر توزيعه الإلكتروني هو $[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^5$

➢ فإن التوزيع الإلكتروني للعنصر الذى يليه في نفس الدورة

....

➢ بينما التوزيع الإلكتروني للعنصر الذى يليه في نفس المجموعة

....

❷ عنصر توزيعه الإلكتروني هو $[_{10}Ne]\ 3s^2, 3p^6$

➢ فإن التوزيع الإلكتروني للعنصر الذى يليه في نفس الدورة

....

➢ بينما التوزيع الإلكتروني للعنصر الذى يليه في نفس المجموعة

....

❸ إذا كان أعداد الكم للإلكترون الأخير في ذرة عنصر ما $3\ ,\ 0\ ,\ 0\ ,\ +½$

➢ فإن قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير للعنصر الذى يليه في نفس المجموعة

....

➢ بينما قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير للعنصر الذى يليه في نفس الدورة

....

➢ بينما قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير للعنصر الذى يقع في نهاية نفس الدورة

....

❹ إذا كان أعداد الكم للإلكترون الأخير في ذرة عنصر ما $3\ ,\ 1\ ,\ +1\ ,\ +½$

➢ فإن قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير للعنصر الذى يليه في نفس المجموعة

....

➢ بينما قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير للعنصر الذى يليه في نفس الدورة

....

➢ بينما قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير للعنصر الذى يسبقه في نفس الدورة

....

❺ إذا كان أعداد الكم للإلكترون الأخير في ذرة عنصر ما $3\ ,\ 1\ ,\ +1\ ,\ -½$

➢ فإن قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير للعنصر الذى يليه في نفس المجموعة

....

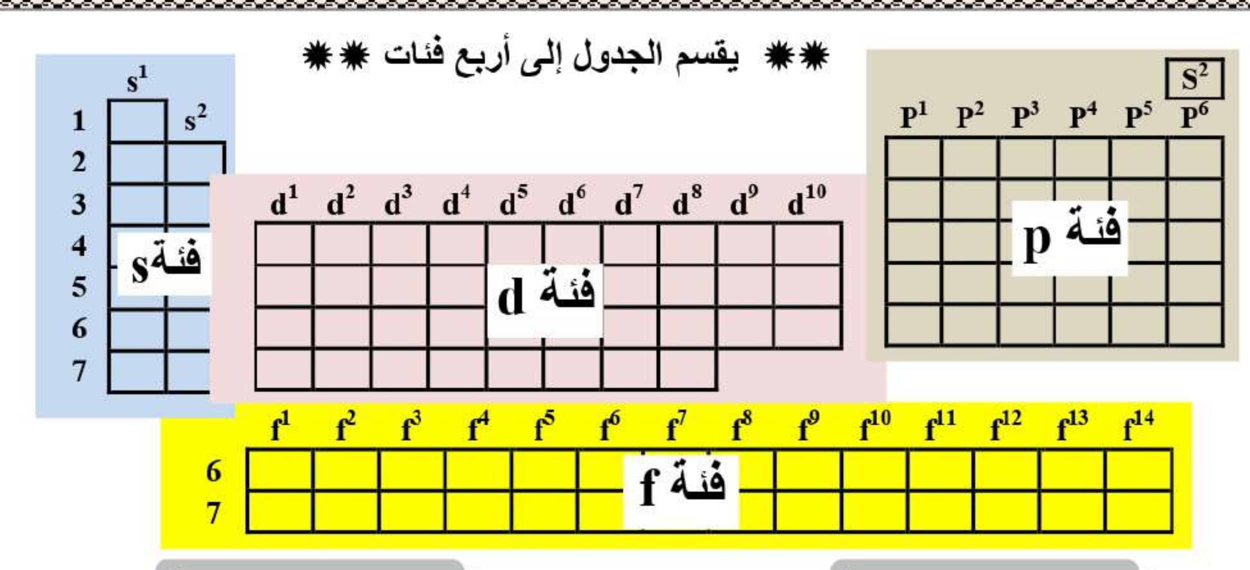
➢ بينما قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير للعنصر الذى يليه في نفس الدورة

....

➢ بينما قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير للعنصر الذى يقع في بداية نفس الدورة

....

يقسم الجدول إلى أربع فئات



عناصر الفئة s

- مجموعة من العناصر التى تقع الكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى s
- وتقع فى يسار الجدول الدورى
- وتضم مجموعتين
  (2A)، (1A)

عناصر الفئة p

- مجموعة من العناصر التى تقع الكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى P
- وتقع فى يمين الجدول الدورى
- وتضم 6 مجموعات
  3A , 4A , 5A , 6A , 7A , 0

عناصر الفئة d

- مجموعة من العناصر التى تقع الكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى d وتقع فى وسط الجدول الدورى
  وتضم 8 مجموعات (10 أعمدة رأسية) هى : 3B , 4B , 5B , 6B , 7B , 8, 1B , 2B
- تختلف المجموعة الثامنة عن بقية المجموعات B
  حيث تشتمل ثلاث مجموعات رأسية 8 , 9 , 10 . وجود تشابه بين عناصرها الأفقية أكثر من التشابه بين العناصر الرأسية
- يبدأ ظهورها بداية من الدورة الرابعة

يمكن تقسيم العناصر الإنتقالية الرئيسية إلي أربع سلاسل أفقية

السلسلة الإنتقالية الأولي	السلسلة الإنتقالية الثانية	السلسلة الإنتقالية الثالثة	السلسلة الإنتقالية الرابعة
يتتابع فيها امتلاء المستوي الفرعي 3d	يتتابع فيها امتلاء المستوي الفرعي 4d	يتتابع فيها امتلاء المستوي الفرعي 5d	يتتابع فيها امتلاء المستوي الفرعي 6d
تقع في الدورة الرابعة	تقع في الدورة الخامسة	تقع في الدورة السادسة	تقع في الدورة السابعة
تبدأ بعنصر السكانديوم $_{21}Sc$ $(4s^2,3d^1)$ وتنهي بعنصر الخارصين $_{30}Zn$ $(4s^2,3d^{10})$	تبدأ بعنصراليتريوم $_{39}y$ $(5s^2,4d^1)$ وتنهي بعنصرالكادميوم $_{48}Cd$ $(5s^2,4d^{10})$	تبدأ بعنصراللانثانيوم $_{57}La$ $(6s^2,5d^1)$ وتنهي بعنصر الزئبق $_{80}Hg$ $(6s^2,5d^{10})$	

عناصر الفئة f

- مجموعة من العناصر التى تقع الكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى f وتم فصلها أسفل الجدول الدورى حتى لا يكون الجدول الدورى طويل

تقسم عناصر الفئة f إلي سلسلتين

اللانثانيدات	الأكتينيدات
مجموعة من العناصر يتم فيها امتلاء المستوى الفرعى (4f) بالإلكترونات .	مجموعة من العناصر يتم فيها امتلاء المستوى الفرعى (5f) بالإلكترونات .
مستوى التكافؤ الخارجى لجميع عناصرها ينتهى بـ $(6s^2)$ لذلك فهى شديدة التشابه و يصعب فصلها عن بعضها و لذلك تسمى بالعناصر الأرضية النادرة	مستوى التكافؤ الخارجى لجميع عناصرها ينتهى بـ $(7s^2)$ و أنويتها غير مستقرة لذلك تسمى بالعناصر المشعة .
تقع فى الدورة السادسة	تقع فى الدورة السابعة
تضم 14 عنصر	تضم 14 عنصر

❶ العناصر الخاملة أو النبيلة

- هى عناصر المجموعة الصفرية (18) .
- تتميز بإستقرار نظامها الإلكترونى لأن جميع مستوياتها ممتلئة بالإلكترونات و لذلك لا تدخل فى التفاعل الكيميائى فى الظروف العادية و تكون مركبات بصعوبة .
- تركيبها الإلكترونى ينتهى بـ nP^6 ما عدا الهيليوم ينتهى بـ $1S^2$.



❸ العناصر الإنتقالية الرئيسية

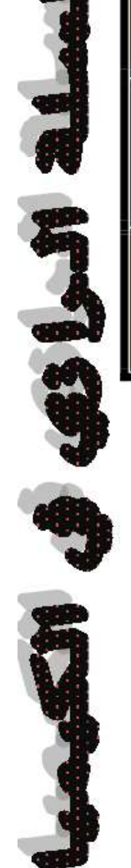
- هى عناصر الفئة d
- يتتابع فيها امتلاء المستوي الفرعي d
- و جميع مستويات الطاقة ممتلئة بالإلكترونات ما عدا أخر مستويين

❹ العناصر الإنتقالية الداخلية

- هى عناصر الفئة f
- يتتابع فيها امتلاء المستوي الفرعي f
- و جميع مستويات الطاقة ممتلئة بالإلكترونات ما عدا أخر 3 مستويات

❷ العناصر الممثلة

- هى عناصر الفئتين S , P ما عدا العناصر الخاملة .
- جميع مستويات الطاقة ممتلئة بالإلكترونات ما عدا أخر مستوى طاقة رئيسى .
- تميل الى الوصول الى التركيب الإلكترونى لأقرب غاز خامل وذلك بفقد أو إكتساب أو المشاركة بالإلكترونات



✸✸فئات الجدول وأنواع العناصر✸✸

الفئة	نوع العنصر	خواص عناصر الفئة	عددها فى كل دورة وتركيبها	موضعها فى الجدول
الفئة s	عناصر ممثلة	إلكتروناتها الخارجية تشغل المستوى الفرعى (s)	عنصران s^1, s^2	يسار الجدول وتشمل عناصر المجموعتين 1A , 2A
الفئة p	عناصر ممثلة	إلكتروناتها الخارجية تشغل المستوى الفرعى (p)	5 عناصر p^1 : p^5	يمين الجدول وتشمل عناصر المجموعات 3A, 4A, 5A, 6A, 7A
	عناصر نبيلة		عنصر واحد np^6	المجموعة الصفرية
الفئة d	عناصر انتقالية رئيسية	إلكتروناتها الخارجية تشغل المستوى الفرعى (d)	10 عناصر d^1: d^{10}	وسط الجدول وتشمل عناصر المجموعات 3B, 4B, 5B, 6B, 7B , 8 , 1B,2B
الفئة f	عناصر انتقالية داخلية	إلكتروناتها الخارجية تشغل المستوى الفرعى (f)	14 عنصراً f^1: f^{14}	توجد منفصلة أسفل الجدول سلسلة اللانثانيدات و سلسلة الأكتينيدات

تحديد فئة العنصر و نوعه من أخر مستوى فرعى كالتالي

❶	✍لو أخر مستوى nS يكون فئة S و نوعه ممثل ما عدا الهيليوم $_2He$ خامل .
❷	✍لو أخر مستوى nP^{1-5} يكون فئة p و نوعه ممثل .
❸	✍لو أخر مستوى nP^6 يكون فئة p و نوعه خامل .
❹	✍لو أخر مستوى nd (يملأ فيه الإلكترونات) يكون فئة d و نوعه عنصر انتقالى رئيسى من : ➢السلسلة الإنتقالية الأولى اذا كان ينتهى بـ 3 d . ➢السلسلة الإنتقالية الثانية اذا كان ينتهى بـ 4 d . ➢السلسلة الإنتقالية الثالثة اذا كان ينتهى بـ 5 d .
❺	✍لو أخر مستوى nf (يملأ فيه الإلكترونات) يكون فئة f وعنصر انتقالى داخلى من سلسلة : ➢اللانثانيدات اذا كان ينتهى بـ 4f ➢الأكتنيدات اذا كان ينتهى بـ 5f



تحديد رقم الدورة والمجموعة من التوزيع الإلكتروني

رقم الدورة

أكبر عدد كم رئيسى (أخر رقم امام المستوى الفرعى S فى التوزيع)

رقم المجموعة

يحدد من أخر مستوى فرعى تم امتلائه بالإلكترونات كالتالي

اذا كان اخر مستوى فرعى هو S	
S^2	S^1
2A	1A

اذا كان اخر مستوى فرعى هو P نجمع الكترونات المستوى الفرعى (P) + 2 فاذا كان المجموع					
8	7	6	5	4	3
الصفرية	7A	6A	5A	4A	3A

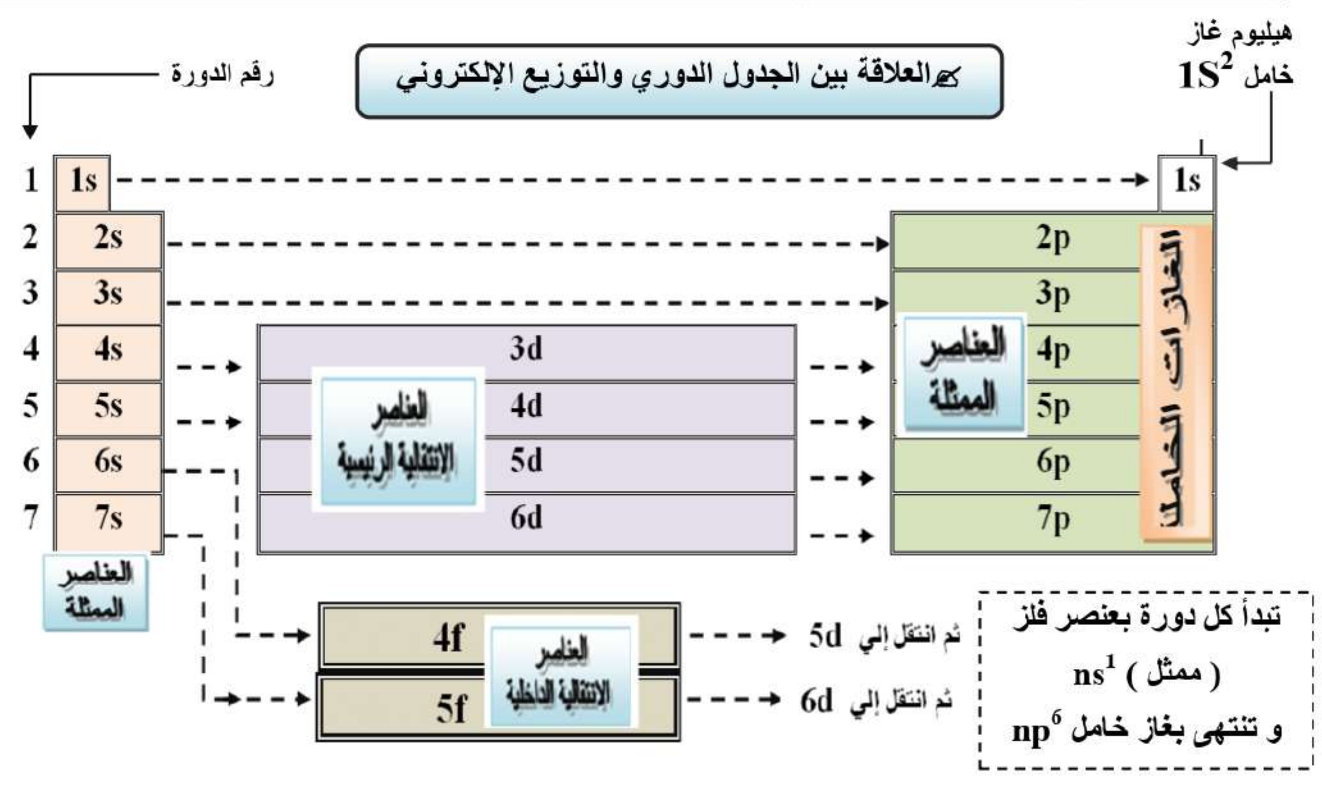
اذا كان اخر مستوى فرعى هو d نجمع الكترونات المستوى الفرعى (d) + الكترونات s فاذا كان المجموع									
12	11	10	9	8	7	6	5	4	3
2B	1B	المجموعة الثامنة			7B	6B	5B	4B	3B

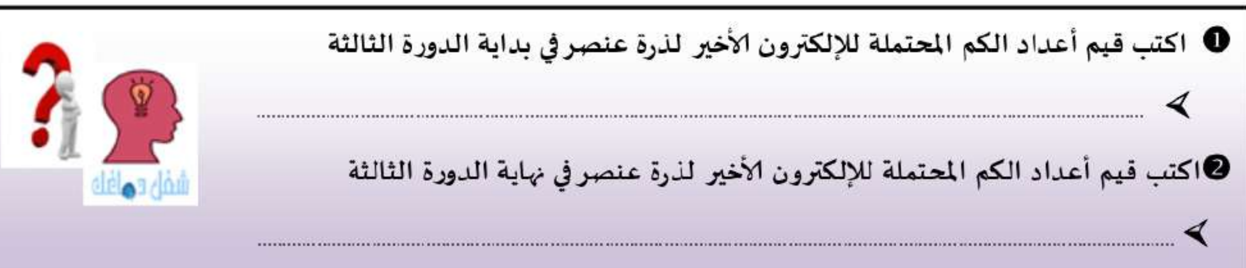
تدريب

العنصر	التوزيع الإلكترونى	رقم الدورة	رقم المجموعة	الفئة	نوع العنصر	عدد مستويات الطاقة الرئيسية الغير مكتملة
$_{11}Na$	$[_{10}Ne]\ 3s^1$	3	1A	s	ممثل	مستوي واحد (الثالث)
$_{18}Ar$	$[_{10}Ne]\ 3s^2, 3p^6$	3	الصفرية	p	غاز خامل	جميع مستوياته ممتلئة
$_{25}Mn$	$[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^5$	4	7B	d	انتقالي رئيسي	مستويين (الثالث والرابع)
$_{35}Br$	$[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^{10}, 4p^5$	4	7A	p	ممثل	مستوي واحد (الرابع)
$_{27}Co$	....	......	....	......	....	....
$_{20}Ca$	....	......	....	......	....	....
$_{18}Ar$	....	......	....	......	....	....
$_{16}S$	....	......	....	......	....	....

✍ عدد عناصر الجدول الدوري 118 عنصر تتوزع كالتالي :

الدورة	أنواع العناصر	عدد العناصر	السبب في عدد العناصر في الدورة الأفقية
الدورة الأولي	ممثل وخامل	2	لأنها يتم فيها امتلاء المستوى الفرعى 1S
الدورة الثانية	ممثل وخامل	8	لأنها يتم فيها امتلاء المستويات الفرعية 2s , 2p
الدورة الثالثة	ممثل وخامل	8	لأنها يتم فيها امتلاء المستويات الفرعية 3s , 3p
الدورة الرابعة	ممثل وانتقالي رئيسى وخامل	18	لأنها يتم فيها امتلاء المستويات الفرعية 4s , 3d , 4p
الدورة الخامسة	ممثل وانتقالي رئيسى وخامل	18	لأنها يتم فيها امتلاء المستويات الفرعية 5s , 4d , 5p
الدورة السادسة	ممثل وانتقالي رئيسى وانتقالي داخلي وخامل	32	لأنها يتم فيها امتلاء المستويات الفرعية 6s , 4f , 5d , 6p





ملاحظات

تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري

❶ نصف القطر	❸ الميل الإلكترونى (القابلية الإلكترونية)
❷ جهد التاين	❻ الخاصية الفلزية و اللافلزية
❹ السالبية الكهربية	❺ الصفة الحامضية و القاعدية

1 نصف قطر الذرة Atomicradius

✗ نصف قطر



أظهرت النظرية الموجية أنه لا يمكن تحديد موقع الإلكترون حول النواة بدقة وبالتالى من الخطأ تعريف نصف قطر الذرة بأنه المسافة من النواة إلى أبعد إلكترون. أي لا يمكن قياس نصف القطر فيزيائيا

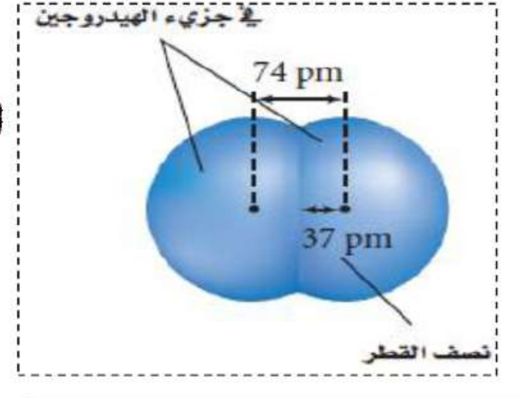
علل

❶ من الخطأ تعريف نصف قطر الذرة بأنه المسافة من النواة إلى أبعد إلكترون
➢ ....

❷ لا يمكن قياس نصف القطر فيزيائيا
➢ ....

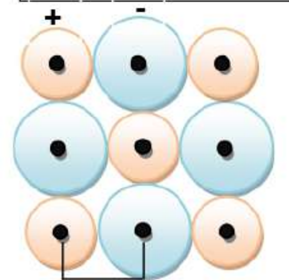
نصف قطر الذرة اللافلز : هو نصف المسافة بين مركزى ذرتين متماثلتين فى جزئ ثنائى الذرة .

طول الرابطة:- هو المسافة بين نواتى ذرتين متحدتين .



تقدر طول الرابطة بوحدة الإنجستروم ($A = 10^{-10}$ m)

[2] فى حالة عدم التماثل	[1] فى حالة تماثل الذرتين
طول الرابطة التساهمية = نق للذرة الأولى + نق للذرة الثانية مجموع نصفى قطرى الذرتين المكونين للرابطة	طول الرابطة = 2 × نصف القطر نصف القطر = $\frac{\text{طول الرابطة}}{2}$



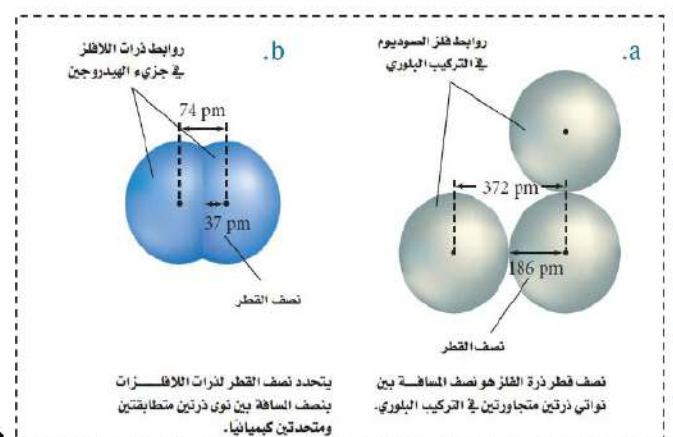
طول الرابطة الأيونية: هو المسافة بين مركزى الأيونين فى وحدة الصيغة من البلورة

طول الرابطة الأيونية = مجموع نصفى قطرى الأيونين المكونين للرابطة

طول الرابطة الأيونية = نصف قطر الكاتيون + نصف قطر الأنيون

لاحظ : نصف القطر الأيونى يعتمد على عدد الإلكترونات المفقودة او المكتسبة .

الجزئ	طول الرابطة بالإنجستروم	نصف قطر الذري التساهمي
H–H	0.6	....
F–F	....	0.64
Cl –Cl	1.98	....
Br–Br	....	1.14
I–I	2.66	....
O=O	....	0.66



من الجدول السابق أكمل مايلي

الجزئ	فلوريد الهيدروجين	كلوريد الهيدروجين	الماء	النشادر
طول الرابطة	....	....	....	....

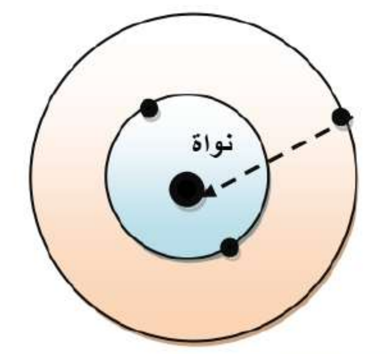
✸✸تدريب✸✸

❶ إذا علمت أن طول الرابطة فى جزئ الكلور [Cl - Cl] يساوى 1.98 A وطول الرابطة بين ذرتى الكربون وذرة الكلور [C - Cl] يساوى 1.76 A أحسب نصف قطر ذرة الكربون	❼ إذا كانت طول الرابطة في جزئ بروميد الهيدروجين 1.44 A وطول الرابطة في جزئ الهيدروجين 0.6 A احسب نصف قطرذرة البروم
❷ إذا كان طول الرابطة بين ذرتى نيتروجين الرابطة بينهما أحادية فى جزئ مركب ما تساوى 1.46 A وطول الرابطة فى جزئ الهيدروجين تساوى 0.6 A أحسب طول الرابطة فى جزئ النشادر .	❽ اذا علمت ان نصف قطر أيونى Cr^{2+} , Mg^{2+} على الترتيب 0.84 A , 0.72 A و أن طول الرابطة الأيونية فى جزئ اكسيد الماغنسيوم 2.12 A . احسب طول الرابطة فى جزئ اكسيد الكروم
❸ إذا كان طول الروابط في جزئ الماء 1.92 Aوطول الرابطة في جزئ الهيدروجين 0.6 A احسب طول الرابطة في الأكسجين	❾ إذا كانت طول الرابطة في جزئ اليود 2.66 A وطول الرابطة في جزئ الهيدروجين 0.6 A احسب طول الرابطة في جزئ يوديد الهيدروجين .
❹ إذا كانت طول الرابطة في جزئ أكسيد النيتريك 1.37 A وطول الرابطة في جزئ الأكسيجين 1.32 A أحسب طول الرابطة في جزئ النيتروجين	❿ إذا كانت طول الرابطة في جزئ النيتروجين 1.46 A وطول الرابطة في جزئ الهيدروجين 0.6 A أحسب طول الرابطة في جزئ النشادر
❺ إذا كانت طول الرابطة في جزئ الماء تساوي 0.96 A وطول الرابطة في جزئ الهيدروجين 0.6 A أحسب طول الرابطة في جزئ الأكسجين .	⓫ إذا كانت طول الرابطة في جزئ فلوريد الهيدروجين 0.94 A وطول الرابطة في جزئ الهيدروجين .06 A احسب طول الرابطة في جزئ الفلور
❻ في جزئ (HClO) إذا كان طول الرابطة بين ذرتي الكلور والأكسجين 1.65 A وطول الرابطة بين ذرتي الكلور و الهيدروجين 1.29 A وطول الرابطة في جزئ الكلور 1.98 A احسب طول الرابطة في جزئ الماء	⓬ في المركب (CH_3Cl) إذا كان طول الرابطة بين ذرتي الكربون و الهيدروجين 1.07 A وبين ذرتي الكربون و الكلور 1.76 A ونصف قطر ذرة الكربون 0.77 A احسب طول الرابطة في جزئ كلوريد الهيدروجين

ملاحظات

ملاحظات

✍شحنة النواة الفعالة (Z – effect)



✍أثناء دوران الإلكترونات حول النوه تؤثر النواة بقوة جذب في الإلكترون
ولا تتأثر إلكترونات التكافؤ في أي ذرة بشحنة النواة كاملة (عدد البروتونات)
لأن الإلكترونات الداخلية في المدار المكتمل تحجب جزء من تأثير شحنة النواة
وتسمي شحنة النواة الفعلية التي يتأثربها الكترون ما في الذرة بشحنة النواة الفعالة

✍شحنة النواة الفعالة (Z – effect) : هى شحنة النواة الفعلية التى يتأثربها الكترون ما فى ذرة ما .

علل : شحنة النواة الفعالة أقل من شحنة النواة الموجبة " عدد البروتونات " ؟؟.

ج : ....



❷ النسبة بين عدد البروتونات (شحنة النواة) وشحنة النواة الفعالة ....

(أكبر من الواحد الصحيح - أقل من الواحد الصحيح - تساوي الواحد الصحيح)

✍ تدرج خاصية نصف القطر في الجدول الدوري

تدرج أنصاف الأقطار التساهمية للعناصر غير الانتقالية (عناصر الفئتين s , p)

الرمز الكيميائي — نصف قطر الذرة — الحجم النسبي (K 227)

	1	2	13	14	15	16	17	18
1	H 37							He 31
2	Li 152	Be 112	B 85	C 77	N 75	O 73	F 72	Ne 71
3	Na 186	Mg 160	Al 143	Si 118	P 110	S 103	Cl 100	Ar 98
4	K 227	Ca 197	Ga 135	Ge 122	As 120	Se 119	Br 114	Kr 112
5	Rb 248	Sr 215	In 167	Sn 140	Sb 140	Te 142	I 133	Xe 131
6	Cs 265	Ba 222	Tl 170	Pb 146	Bi 150	Po 168	At 140	Rn 140

يقل الحجم الذري لعناصرالدورة الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري كلما اتجهنا من اليسار إلي اليمين

يزداد الحجم الذري لعناصر المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري (كلما تحركنا من أعلي لأسفل)

يقل الحجم الذرى

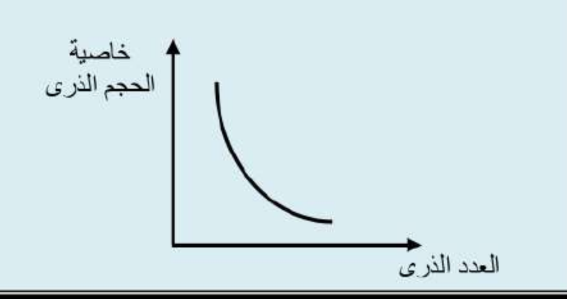
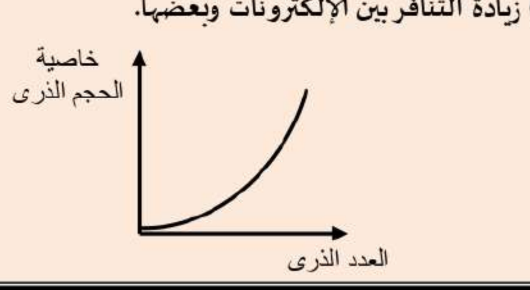
يزداد الحجم الذري

1A	7A
أكبر ذرات العناصر حجما	أقل ذرات العناصر حجما

في الذرات أو الأيونات المتشابهة في عدد الالكترونات يقل نصف القطر بزيادة العدد الذري

$$Al^{3+} < Mg^{2+} < Na^{+} < Ne < F^{-}$$

تدرج خاصية نصف القطر فى الجدول الدورى الحديث

بالنسبة لعناصر الدورة الواحدة	بالنسبة لعناصر المجموعة الواحدة
يقل نصف القطر (الحجم) من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذرى السبب في ذلك : بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة فتزيد قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ مما يؤدى إلى نقص نصف القطر.	يزيد نصف القطر (الحجم) من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذرى السبب فى ذلك:- 1) زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية. 2) مستويات الطاقة الرئيسية الممتلئة تقلل من جذب النواة للإلكترونات التكافؤ. 3) زيادة التنافر بين الإلكترونات وبعضها.
	

أكبر ذرات العناصر حجما في الدورة الواحدة هى ذرات عناصر مجموعة الأقلاء (1A)

أقل ذرات العناصر حجماً في الدورة الواحدة هى ذرات عناصر مجموعة الهالوجينات (7A)

أكبر الذرات حجما هي ذرة عنصر السيزيوم Cs

علل : ❶ نصف قطر ذرة الكلور $_{17}Cl$ أقل من نصف ذرة الماغنسيوم $_{12}Mg$

....

علل : ❷ نصف قطر ذرة الصوديوم $_{11}Na$ أكبر من نصف قطر ذرة الليثيوم $_{3}Li$



....

❸ في الدورات الأفقية تقع أكبر الذرات حجما في .... وفي المجموعات الرأسية تقع أصغر الذرات حجما في ....

أ- بداية الدورة / بداية المجموعة
ب- نهاية الدورة/ نهاية المجموعة
ج- نهاية الدورة / بداية المجموعة
د- بداية الدورة / نهاية المجموعة

❹ في الدورات الأفقية تقع أكبر الذرات حجما في .... وفي المجموعات الرأسية تقع أكبر الذرات حجما في ....

أ- بداية الدورة / بداية المجموعة
ب- نهاية الدورة/ نهاية المجموعة
ج- نهاية الدورة / بداية المجموعة
د- بداية الدورة / نهاية المجموعة

خلي بالك

تدريب هام : رتب العناصر الأتية حسب نصف القطر : $_{11}Na$, $_{12}Mg$, $_{15}P$, $_{17}Cl$, $_{19}K$

الحل : نحدد موقع كل عنصر فى الجدول ثم نرتب تلك العناصر ثم نذكر تدرج الخاصية:

	1A	2A	5A	7A
الدورة 3	$_{11}Na$	$_{12}Mg$	$_{15}P$	$_{17}Cl$
الدورة 4	$_{19}K$			

نصف القطر يقل فى الدورات الأفقية و يزيد فى المجموعات الراسية بزيادة العدد الذرى .

$$_{17}Cl < _{15}P < _{13}Mg < _{11}Na < _{19}K$$

العلاقة بين أنصاف أقطار الذرات وأيوناتها



الشكل 13-2

a. الأيونات الموجبة أصغر حجمًا من ذراتها المتعادلة.

b. الأيونات السالبة أكبر حجمًا من ذراتها المتعادلة.

في حالة الفلزات

- تميل الفلزات إلي فقد الكترونات تكافؤها أثناء التفاعلات الكيميائية وتكون أيون موجب (كاتيون)
- نصف قطر الأيون الموجب أصغر من نصف قطر ذرته ؟ **علل**

  ج : لأن عدد البروتونات الموجبة أكبر عدد من الإلكترونات السالبة فتزيد شحنة النواة الفعالة وتزيد قوى جذب النواة للإلكترونات ويقل نصف القطر.
- كلما زادت شحنة الأيون الموجب كلما قل نصف قطره ؟. **علل**

  ج : لأنه كلما زادت شحنة النواة الفعالة كلما زادت قوى جذب النواه للإلكترونات ويقل نصف القطر.
- نصف قطر أيون الحديد (III) أقل من نصف قطر أيون الحديد (II) ؟؟. **علل**

  ج: وذلك لزيادة الشحنة الفعالة للنواة في أيون الحديد (III) عن أيون الحديد (II) وكلما زادت الشحنة الفاعلة للنواة زادت قوى جذب النواه للإلكترونات ويقل نصف القطر.

في حالة اللافلزات

- تميل اللافلزات إلي اكتساب الكترونات أثناء التفاعلات الكيميائية وتكون أيون سالب (أنيون)
- نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرته **علل**

  ج : لأن عدد الإلكترونات السالبة أكبر عدد من البروتونات الموجبة فتزداد قوة التنافر بين الإلكترونات السالبة ويزيد نصف القطر.
- كلما زادت الشحنة السالبة للأيون السالب كلما زاد نصف قطره **علل**

  ج : لأنه كلما زادت الشحنة السالبة زادت قوى التنافر بين الإلكترونات فيزيد نصف القطر.
- علل : نصف قطر أيون S^{---} أكبر من نصف قطر أيون S^{--} ؟ **علل**

  ج : وذلك لزيادة الشحنة السالبة في أيون S^{---} عن أيون S^{--} وكلما زادت الشحنة السالبة كلما زادت قوى التنافر بين الإلكترونات ويزيد نصف القطر.

نصف قطر الأيون الموجب < نصف قطر ذرته	كلما زادت الشحنة الموجبة للأيون يقل نصف القطر		
	Fe	Fe^{2+}	Fe^{3+}
نصف قطر الأيون السالب> نصف قطر ذرته	كلما زادت الشحنة السالبة للأيون يزداد نصف القطر		
	S	S^{--}	S^{---}

❶ اذا كانت قيم نصف القطر لكل من Fe^{+3} ، Fe^{+2} ، Fe كالتالي بدون ترتيب 0.75 A ، 0.64 A ، 1.17 A
حدد قيمة كل منها ؟ ....

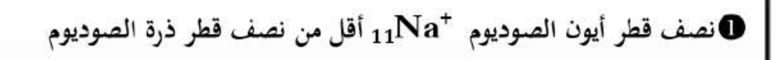
❷ يمثل الشكل المقابل ثلاث عناصر هيليوم ، نيون ، أرجون أيهما يمثل عنصر الأرجون

C B A

....

علل

❶ نصف قطر أيون الصوديوم $_{11}Na^{+}$ أقل من نصف قطر ذرة الصوديوم



....

❷ نصف قطر أيون الكلوريد $_{17}Cl^{-}$ أكبر من نصف قطر ذرة الكلور

....

❸ طول الرابطة في جزئ $FeCl_3$ أقصر من طول الرابطة في جزئ $FeCl_2$

....

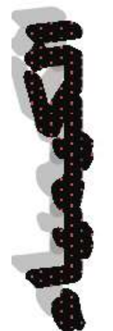
❹ طول الرابطة في جزئ Fe_2O_3 أقصر من طول الرابطة في جزئ FeO

....

❺ طول الرابطة في جزئ Cr_2O_3 أقصر من طول الرابطة في جزئ CrO

....





❶ عند تحول ذرة عنصر البوتاسيوم $_{19}K$ إلي أيون يتكون ....يحمل شحنة مقدارها ....ونصف قطره ....

أ- كاتيون / +1 / أكبر من K   ب- أنيون / -1 / أكبر من K   ج- كاتيون / +1 / أقل من K   د- أنيون / -1 / أقل من K

❷ عند تحول ذرة عنصر البوتاسيوم F و إلي أيون يتكون ....يحمل شحنة مقدارها ....ونصف قطره ....

أ- كاتيون / +1 / أكبر من F   ب- أنيون / -1 / أكبر من F   ج- كاتيون / +1 / أقل من F   د- أنيون / -1 / أقل من F

❸ طول الرابطة في جزئ CrO .... طول الرابطة في جزئ Cr_2O_3

أ– أقصر من   ب– أكبر من   ج – تساوي

❹ طول الرابطة في جزئ $FeCl_3$ .... طول الرابطة في جزئ $FeCl_2$

أ– أقصر من   ب– أكبر من   ج – تساوي

شغل دماغك

❺ في الشكل المقابل أي العبارات صحيحة

B A

أ– A تمثل أيونا موجبا و B ذرة للعنصر نفسه

ب– A تمثل أيونا سالبا و B ذرة للعنصر نفسه



2 جهد التأين (طاقة التأين)

إذا اكتسبت الذرة كمية من الطاقة فإن الالكترونات تثار وتنتقل إلي مستويات طاقة أعلي .
أما إذا كانت كمية الطاقة كبيرة نسبيا ينفصل أضعف الالكترونات بالنواه (الكترونات المستوي الخارجي)
وتصبح الذرة أيون موجب وتسمي بطاقة التأين (جهد التأين)

علل
طاقة التأين أكبر من طاقة الإثارة
لأن الطاقة اللازمة لفصل إلكترون عن الذرة أكبر من الطاقة اللازمة لنقل نفس الإلكترون لمستوي طاقة أعلي .

جهد التأين " طاقة التأين"
مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة المفردة وهي في الحالة الغازية .

يمكن إزالة إلكترون أو أكثر من الذرة ولذلك فهناك أكثر من جهد تأين للذرة الواحدة
يعرف بجهد التأين الأول وجهد التأين الثانى .... وهكذا .

جهد التأين الأول	جهد التأين الثانى	جهد التأين الثالث
مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة M + طاقة $\longrightarrow M^{+} + e$	مقدار الطاقة اللازمة لفصل الكترون من ايون يحمل شحنة موجبة واحدة M^{+} + طاقة $\longrightarrow M^{2+} + e$	مقدار الطاقة اللازمة لفصل الكترون من ايون يحمل شحنتين موجبتين M^{2+} + طاقة $\longrightarrow M^{3+} + e$
يتكون نتيجة تكون أيون يحمل شحنة موجبة واحدة .	يتكون نتيجة تكون أيون يحمل شحنتين موجبتين .	يتكون نتيجة تكون أيون يحمل ثلاث شحنات موجبة .

تدرج خاصية جهد التأين في الجدول الدوري

عكس نصف القطر

[1] فى الدورات الأفقية:	[2] فى المجموعة الرأسية:
يزيد جهد التأين من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذرى بسبب نقص نصف القطر و زيادة الشحنة الفعالة فتزيد قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ و نحتاج إلى طاقة كبيرة لفصلها	يقل جهد التأين من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذرى بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة فيزيد نصف القطر فيقل جذب النواة لإلكترونات التكافؤ و تقل الطاقة اللازمة لفصلها



علل لما يأتي

جهد تأين البوتاسيوم $_{19}K$ أقل من جهد تأين الصوديوم $_{11}Na$

....

....

جهد تأين الكلور $_{17}Cl$ أكبر من جهد تأين الماغنسيوم $_{12}Mg$

....

....

جهد التأين الأول لعناصر الأقلاء (1A) أقل من باقي العناصر

....

....

يزداد جهد التأين يقل نصف القطر

يزداد نصف القطر — يقل جهد التأين

✍جهد التأين يتناسب عكسيا مع نصف القطر الذرى

✍جهد التأين يتناسب عكسيا مع قابلية فقد الإلكترونات

✷ جهد التأين ماص للحرارة . يعبر عن $\triangle H$ بإشارة موجبة

✷عناصر المجموعة 7A أعلى العناصر فى جهد التأين ✷عناصر المجموعة 1A أقل العناصر فى جهد التأين

✍**تدريب هام :** رتب العناصر الأتية حسب جهد التأين : $_{19}K$ ، $_{12}Mg$ ، $_{11}Na$

الحل : نحدد موقع كل عنصر فى الجدول ثم نرتب تلك العناصر ثم نذكر تدرج الخاصية:

	1A	2A
الدورة 3	$_{11}Na$	$_{12}Mg$
الدورة 4	$_{19}K$	



جهد التأين يزداد فى الدورات الأفقية ويقل فى المجموعات الرأسية بزيادة العدد الذرى .

$$_{12}Mg > _{11}Na > _{19}K$$

❶جهد تأين البوتاسيوم $_{19}K$ .... جهد تأين الصوديوم $_{11}Na$ بينما جهد تأين الكبريت $_{16}S$ ....جهد تأين الألومنيوم $_{13}Al$

أ– أقل من / أكبرمن ب– أكبرمن /أقل من ج– أقل من /أقل من د– أكبر من/أكبر من

❷في الدورات الأفقية أقل الذرات جهد تأين في .... وفي المجموعات الرأسية أقل الذرات جهد تأين في ....

أ- بداية الدورة / بداية المجموعة ب- نهاية الدورة/ نهاية المجموعة

ج- نهاية الدورة / بداية المجموعة د- بداية الدورة / نهاية المجموعة

❸في الدورات الأفقية أقل الذرات جهد تأين في .... وفي المجموعات الرأسية أكبر الذرات جهد تأين في ....

أ- بداية الدورة / بداية المجموعة ب- نهاية الدورة/ نهاية المجموعة

ج- نهاية الدورة / بداية المجموعة د- بداية الدورة / نهاية المجموعة

❹أي المعادلات تعبر عن جهد التأين الأول لذرة العنصر M

❶ $M_{(g)} \longrightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-} \quad \triangle H = (+)$

❷ $M_{(S)} \longrightarrow M^{+}_{(S)} + e^{-} \quad \triangle H = (+)$

❸ $M_{(g)} \longrightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-} \quad \triangle H = (-)$

❹ $M_{(S)} \longrightarrow M^{+}_{(S)} + e^{-} \quad \triangle H = (-)$



ملاحظات هامة

❶ جهد التأين الأول للغازات النبيلة مرتفع جداً ؟؟ **علـــل**

ج : بسبب استقرار نظامها الإلكترونى وبذلك يصعب إزالة إلكترون من مستوى طاقة مكتمل.

❷ يزداد جهد التأين الثانى عن جهد التأين الأول ؟؟. **علـــل**

ج : بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة فيزيد جذب النواة لإلكترونات فنحتاج الى طاقة أكبر لفصل الإلكترون .

✍ جهد التأين الثاني للماغنسيوم $_{12}Mg$ أكبر من جهد التأين الأول له **علـــل**

☜ ....

❸ يزداد جهد التأين زيادة كبيرة جدا عند إزالة (فصل) الكترون من مستوي طاقة مكتمل

علـــل يزداد جهد التأين الثالث زيادة كبيرة جدا ❁ جهد التاين الثالث للماغنسيوم مرتفع جدا ؟؟.

ج : لأنه يتطلب كسر مستوى طاقة مكتمل .

$$Mg \longrightarrow Mg^{+} + e^{-} \qquad \Delta H = +737\ KJ/mole$$

$$Mg^{+} \longrightarrow Mg^{2+} + e^{-} \qquad \Delta H = +1450\ KJ/mole$$

$$Mg^{+2} \longrightarrow Mg^{3+} + e^{-} \qquad \Delta H = +7730\ KJ/mole$$



⊙ جهد التأين الثاني للصوديوم $_{11}Na$ كبير جدا

⊙ جهد التأين الثالث للماغنسيوم $_{12}Mg$ كبير جدا

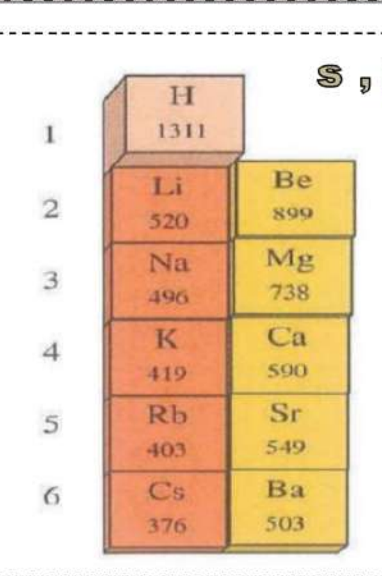
⊙ جهد التأين الرابع للألومونيوم $_{13}Al$ كبير جدا

⊙ لا يوجد مركبات تحتوي علي أيون $_{11}Na^{2+}$ أو $_{12}Mg^{3+}$ أو $_{13}Al^{4+}$

لأن ذلك يتسبب في كسر مستوي طاقة مكتمل بالالكترونات ويحتاج طاقة كبيرة جدا

رقم								
1	جهد التأين الأول للبوتاسيوم $_{19}K$ .... جهد التأين الأول للكالسيوم $_{20}ca$ بينما جهد التأين الثاني للبوتاسيوم $_{19}K$ .... جهد التأين الثاني للكالسيوم $_{20}ca$							
	أقل من / أكبرمن		أكبرمن /أقل من		أقل من /أقل من		أكبر من/أكبر من	
2	أي العناصر التالية أكبر في قيمة جهد التأين الأول							
أ	$1s^2, 2s^2$	ب	$1s^2, 2s^2, 2p^6$	ج	$1s^2, 2s^2, 2p^1$	د	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$	
3	العنصر الذي له أكبر جهد تأين ثاني يكون التركيب الإلكتروني لمستواه الأخير:							
أ	3s2	ب	3p1	ج	3p6	د	4s1	
4	إذا علمت أن جهد التأين الثاني للألومنيوم تساوي 1816KJ/mol فإن جهد التأين الثالث له يساوي....................							
أ	2744KJ/mol	ب	1737KJ/mol	ج	1021KJ/mol	د	577KJ/mol	

قيم جهد التأين الأول لعناصر الفئة s , p



❹ تزداد قيمة جهد التأين إذا كان المستوى الفرعي الأخير نصف ممتلئ مثل النيتروجين $_{7}N$ ، الفوسفور $_{15}P$

لأن الذرة تكون أكثر استقرارا

$_{7}N$	$1s^2 , 2s^2 , 2p^3$
$_{15}P$	$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^3$

✍ جهد تأين الفوسفور $_{15}P$ أكبر من جهد تأين الكبريت $_{16}S$ رغم أنه يسبقه مباشرة في نفس الدورة **علل**

....

....

✍ جهد تأين النيتروجين $_{7}N$ أكبر من جهد تأين الأكسجين $_{8}O$ رغم أنه يسبقه مباشرة في نفس الدورة **علل**

....

....

❺ تزداد قيمة جهد التأين إذا كان المستوى الفرعي الأخير تام الامتلاء مثل البريليوم $_{4}Be$ والماغنسيوم $_{12}Mg$

$_{4}Be$	$1s^2 , 2s^2$
$_{12}Mg$	$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2$

✍ جهد تأين الماغنسيوم $_{12}Mg$ أكبر من جهد تأين الألومونيوم $_{13}Al$ رغم أنه يسبقه في نفس الدورة **علل.**

....

....

✍ جهد تأين البريليوم $_{4}Be$ أكبر من جهد تأين البورون $_{5}B$ رغم أنه يسبقه في نفس الدورة **علل**

....

....

ضع الاختيار المناسب في الفراغ (أقل من - تساوي - أكبر من)

عنصران قيم أعداد الكم للإلكترون الأخير في ذرة كل منهما

X	4 , 0 , 0 , -1/2
Y	4 , 0 , 0 , +1/2

❶ نصف قطر X .... نصف قطر Y

❷ جهد التأين الأول X .... جهد التأين الأول Y

❸ جهد التأين الثاني X .... جهد التأين الثاني Y



3 الميل الإلكتروني

- خروج إلكترون من الذرة للتحول إلي أيون موجب يحتاج إلي طاقة تسمي جهد التأين
وإذا اكتسبت الذرة إلكترون تتحول إلي أيون سالب ويكون مصحوبا بإنطلاق طاقة تسمي الميل الإلكتروني

- **الميل الإلكترونى (القابلية الإلكترونية)**
  - مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكتروناً أو أكثر.

جهد التأين	الميل الإلكترونى
مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة المفردة وهي في الحالة الغازية	مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكتروناً أو أكثر
جهد التأين طاقة ممتصة . يعبر عن $\triangle H$ بإشارة موجبة	الميل الإلكتروني طاقة منطلقة . يعبر عن $\triangle H$ بإشارة سالبة
$M_{(g)} \longrightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-} \quad \triangle H = (+)$	$X_{(g)} + e^{-} \longrightarrow X^{-}_{(g)} \quad \triangle H = (-)$
$M_{(g)} + \text{Energy} \longrightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-}$	$X_{(g)} + e^{-} \longrightarrow X^{-}_{(g)} + \text{Energy}$

تدرج خاصية الميل الإلكتروني في الجدول الدوري

عكس نصف القطر

[1] فى الدورات الأفقية:	[2] فى المجموعة الرأسية:
يزيد الميل الإلكترونى من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذرى بسبب نقص الحجم الذرى فيزيد جذب النواة لإلكترونات و يسهل على النواه جذب الكترون جديد .	يقل الميل الإلكترونى من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذرى بسبب زيادة الحجم الذرى فيقل جذب النواة لإلكترونات و يصعب جذب الكترون جديد .

يزداد الميل الإلكتروني يقل نصف القطر

يزداد نصف القطر	يقل الميل الإلكتروني

- الميل الإلكتروني يتناسب عكسيا مع نصف القطر الذرى
- الميل الإلكتروني يتناسب طرديا مع قابلية اكتساب الإلكترونات



قيم الميل الإلكتروني لعناصر الفئة s , p مقدرة KJ/mol

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H −73							He > 0
Li −60	Be > 0	B −27	C −122	N > 0	O −141	F −328	Ne > 0
Na −53	Mg > 0	Al −43	Si −134	P −72	S −200	Cl −349	Ar > 0
K −48	Ca −2	Ga −30	Ge −119	As −78	Se −195	Br −325	Kr > 0
Rb −47	Sr −5	In −30	Sn −107	Sb −103	Te −190	I −295	Xe > 0



❶ قيم الميل الإلكتروني للعناصر النبيلة صغير جدا (تقترب من الصفر)

لأن جميع مستوياتها مكتملة بالإلكترونات وهي الحالة الأكثر استقرارا للذرة

✍ قيمة الميل الإلكتروني للنيون ${}_{10}Ne$ تقترب من الصفر　　**علـــل.**

↩ ....

....

❷ يقل الميل الإلكترونى اذا كان المستوى الفرعي الأخير مكتمل مثل المجموعة 2A مثل البريليوم ${}_4Be$

أو نصف مكتمل مثل المجموعة 5A مثل النيتروجين ${}_7N$ لأن الذرة تكون أكثر استقرار

الميل الإلكتروني للبريليوم ${}_4Be$ يقترب من الصفر	الميل الإلكتروني للنيتروجين ${}_7N$ يقترب من الصفر
لأن مستوياته الفرعية ممتلئة $(1s^2, 2s^2)$ فتكون الذرة مستقرة	لأن المستوى الفرعى الأخير (p) نصف ممتلئ $(1s^2, 2s^2, 2p^3)$ فيعطي بعض الاستقرار للذرة

✍ تشذ عناصر المجموعة 2A وعناصر المجموعة 5A في قيم الميل الإلكتروني　　**علـــل.**

↩ ....

....

❸ تكون قيم الميل الإلكتروني كبيرة عندما يعمل الإلكترون المكتسب على

- ملئ مستوى طاقة فرعى (المجموعة 7A مثل الكلور ${}_{17}Cl$)
- أو جعله نصف ممتلئ (المجموعة 4A مثل الكربون ${}_6C$)

لأن هذا يجعل الذرة أكثر استقرار.

✍ زيادة الميل الإلكترونى لذرة الكربون ${}_6C$ عن ذرة البورون ${}_5B$ زيادة كبيرة　　**علـــل.**

↩ لأن الإلكترون المكتسب فى هذه حالة الكربون سيجعل المستوى الفرعى (2p) نصف ممتلئ $(1s^2, 2s^2, 2p^2)$

وهذا يعطى للذرة بعض الإستقرار .

❹ الميل الإلكترونى لذرة الفلور أقل من الميل الإلكترونى لذرة الكلور رغم صغر نصف قطر الفلور　　**علـــل.**

بسبب صغر حجم ذرة الفلور فيتأثر الإلكترون الجديد بقوة تنافر كبيرة مع الإلكترونات التسعة الموجودة أصلاً فى الذرة .

عناصر المجموعة 1A أقل العناصر فى الميل الإلكترونى كلا فى دورته	عناصر المجموعة 7A أعلى العناصر فى الميل الإلكترونى كلا فى دورته .	ترتيب عناصر المجموعة 7A حسب الميل الإلكتروني $I < Br < F < Cl$

أي المعادلات تعبر عن الميل الإلكتروني لذرة العنصر X

❶ $X_{(g)} + e^- \longrightarrow X^-_{(g)} \quad \triangle H = (+)$

❷ $X_{(g)} + e^- \longrightarrow X^-_{(g)} \quad \triangle H = (-)$

❸ $X_{(s)} + e^- \longrightarrow X^-_{(s)} \quad \triangle H = (+)$

❹ $X_{(s)} + e^- \longrightarrow X^-_{(s)} + \text{Energy}$

ملاحظات

4 السالبية الكهربية

السالبية الكهربية ← هي قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .

هناك فرق بين السالبية الكهربية والميل الإلكتروني

السالبية الكهربية	الميل الإلكترونى
← السالبية الكهربية تشير إلي الذرة المرتبطة مع غيرها ← مصطلح قدرة (قيم عددية) ← قدرة الذرة على جذب الكترونات الرابطة الكيميائية	← الميل الإلكترونى طاقة تشير إلي الذرة فى حالتها المفردة ← مصطلح طاقة (قيم للطاقة المنطلقة) ← مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية الكتروناً او اكثر .

تدرج خاصية السالبية الكهربية في الجدول الدوري

عكس نصف القطر

[1] فى الدورات الأفقية:	[2] فى المجموعة الرأسية:
تزيد السالبية الكهربية من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذرى بسبب صغر الحجم و يسهل جذب الكترونات الرابطة	تقل السالبية الكهربية من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذرى بسبب زيادة الحجم و يصعب جذب الكترونات الرابطة

تزداد السالبية الكهربية يقل نصف القطر

تقل السالبية الكهربية

يزداد نصف القطر

- السالبية الكهربية يتناسب عكسيا مع نصف القطر الذرى

- الفلور $_{9}F$ يعتبر أكبر العناصر سالبية كهربية
- السيزيوم $_{55}Cs$ يعتبر أقل العناصر سالبية كهربية

- الفلزات لها أقل سالبية كهربية لكبر نصف قطرها
- اللافلزات لها أكبر سالبية كهربية لصغر نصف قطرها

علل

❶ لم تعين قيم للسالبية الكهربية للغازات الخاملة

....

❷ الفلور لا يمكن أن يحمل شحنة موجبة في أي مركب كيميائي

....

5 الخاصية الفلزية والخاصية اللافلزية

- أول من قسم العناصر إلى فلزات ولافلزات العالم "برزيليوس" – في أوائل القرن التاسع عشر – قبل معرفته لأية معلومات عن بنية الذرة .
- مازال تقسيم العناصر إلي فلزات ولافلزات يستخدم حتي يومنا هذا بالرغم من عدم وجود حدود فاصلة بين خواص الفلزات وخواص اللافلزات .

الفلزات	اللافلزات
عناصر يمتلئ غلاف تكافؤها بأقل من نصف سعته بالإلكترونات . (1 ، 2 ، 3)	عناصر يمتلئ غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعته من الإلكترونات . (5 ، 6 ، 7)
تتميز الفلزات بكبر نصف قطر ذراتها . وبالتالي صغر جهد تأينها - ميلها الإلكترونى - سالبيتها الكهربية	تتميز اللافلزات بصغر نصف قطر ذراتها وبالتالي كبر جهد تأينها- ميلها الإلكترونى - سالبيتها الكهربية.
توصف بأنها عناصر كهروموجبة **علل.** لأنها تفقد إلكترونات غلاف التكافؤ و تكون أيونات موجبة تشبه التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل يسبقها في الجدول الدوري .	توصف بأنها عناصر كهروسالبة **علل.** لأنها تكتسب إلكترونات لتكمل غلاف التكافؤ وتكون أيونات سالبة تشبه التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل يليها في الجدول الدوري .
الفلزات جيدة التوصيل للكهرباء **علل.** لسهولة انتقال إلكترونات تكافؤها من مكان لأخر في الفلز	اللافلزات لا توصل (عازلة) الكهرباء **علل.** لشدة ارتباط إلكترونات التكافؤ بالنواة فيصعب انتقال الإلكترونات.

أشباه الفلزات

$_{5}B$

$_{14}Si$

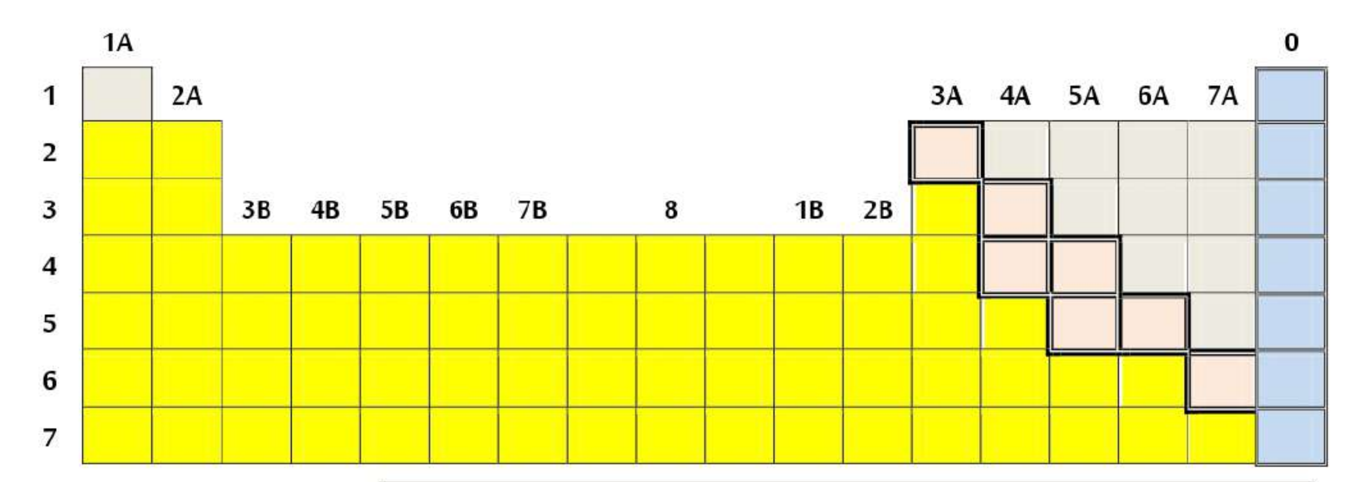
$_{32}Ge$ $_{33}As$

$_{51}Sb$ $_{52}Te$

- عناصر لها مظهر الفلزات ومعظم خواص اللافلزات .
  (شكلها الظاهري يشبه الفلزات بينما سلوكها الكيميائي يشبه سلوك اللافلزات)
- سالبيتها الكهربية متوسطة بين الفلزات واللافلزات .
- توصل التيار الكهربى أقل من الفلزات ولكنه أكبر كثيرا من اللافلزات ولذلك تسمى أشباه الموصلات .
- تستخدم أشباه الفلزات فى صناعة أجزاء من الأجهزة الإلكترونية مثل الترانزستور بصفتها من أشباه الفلزات.

العنصر	البورون	السليكون	الجرمانيوم	الزرنيخ	أنتيمون	التيلوريوم
الرمز	B	Si	Ge	As	Sb	Te
الكترونات التكافؤ	3	4	4	5	5	6
المجموعة	3A	4A	4A	5A	5A	6A

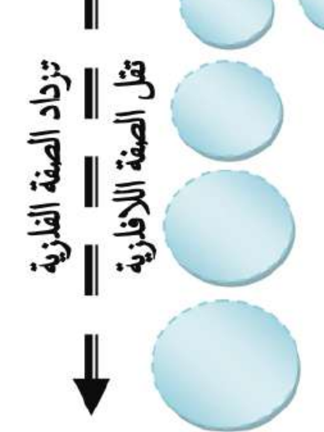
- يصعب التعرف علي أشباه الفلزات من خلال تركيبها الإلكتروني **علل.**
  ....



تدرج الخاصية الفلزية واللافلزية في الجدول الدوري

[2] فى المجموعة الرأسية :	[1] فى الدورات الأفقية:
كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذرى تزيد الصفة الفلزية وتقل الصفة اللافلزية بسبب كبر نصف القطر.	تبدأ الدورة بفلز قوي (يقع في المجموعة 1A) وتقل الصفة الفلزية من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذرى (بسبب نقص نصف القطر) حتى تظهر أشباه الفلزات ثم تبدأ الخاصية اللافلزية في الظهور و تزداد الصفة اللافلزية حتي نصل إلي أقوي اللافلزات في المجموعة السابعة.

أقوي الفلزات 1A — تقل الصفة الفلزية / تزداد الصفة اللافلزية — أقوي اللافلزات 7A



- أقوى الفلزات فى الجدول الدورى يقع أسفل يسار الجدول وهو السيزيوم $_{55}Cs$
  (الفلز القوي يفقد الكترونات تكافؤه بسهولة)
- أقوى اللافلزات فى الجدول الدوري يقع أعلى يمين الجدول وهو الفلور $_{9}F$
  (اللافلز القوي يكتسب الكترونات بسهولة)
- جميع الفلزات تقع يسار اشباه الفلزات فى الجدول الدورى
- جميع اللافلزات تقع يمين اشباه الفلزات فى الجدول الدورى ماعدا الهيدروجين

وجود اللافلزات في الجدول الدوري	وجود الفلزات في الجدول الدوري
➢ توجد في الفئة s عنصر الهيدروجين ➢ توجد في عناصر الفئة p (ليس كل عناصر الفئة p لافلزات)	➢ كل عناصر الفئة S ماعدا الهيدروجين والهيليوم ➢ كل عناصر الفئة d وكل عناصر الفئة f ➢ كل عناصر الفئة p الذي ينتهي تركيبها الإلكتروني np^1 ماعدا عنصر البورون $_{5}B$ شبه فلز

الفئة	الفئة s		الفئة p					
أخر مستوي فرعي	ns^1	ns^2	np^1	np^2	np^3	np^4	np^5	np^6
نوع العناصر	فلزات ماعدا الهيدروجين	فلزات ماعدا الهيليوم	فلزات ما عد البورون	- أشباه فلزات - لافلزات				غازات خاملة

	فلزات			لافلزات		
رقم المجموعة	1A	2A	3A	5A	6A	7A
أخر مستويين فرعين	ns^1	ns^2	ns^2, np^1	ns^2, np^3	ns^2, np^4	ns^2, np^5
الكترونات التكافؤ	1	2	3	5	6	7
نوع الأيون	X^+	X^{2+}	X^{3+}	Y^{3-}	Y^{2-}	Y^-
	أيون موجب (الكاتيون)			أيون سالب (الأنيون)		
	يحمل عدد من الشحنات الموجبة تساوي عدد الالكترونات المفقودة			يحمل عدد من الشحنات السالبة تساوي عدد الالكترونات المكتسبة		
أثناء تكون الأيون يظل عدد البروتونات ثابت (العدد الذري) لكن يتغير عدد الإلكترونات						

	الرمز	التوزيع الالكتروني	عدد البروتونات	عدد الالكترونات
العنصر	$_{12}Mg$	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$	12	12
الأيون	$_{12}Mg^{2+}$	$1s^2, 2s^2, 2p^6$	12	10

	الرمز	التوزيع الالكتروني	عدد البروتونات	عدد الالكترونات
العنصر	$_{17}Cl$			
الأيون				

	الرمز	التوزيع الالكتروني	عدد البروتونات	عدد الالكترونات
العنصر	$_{7}N$			
الأيون				

❶ عدد الالكترونات في أيون الكالسيوم $_{20}Ca^{2+}$ .... عدد الالكترونات في أيون الأكسجين $_{8}O^{2-}$

(أكبر من - أقل من - تساوي)

❷ عدد الالكترونات في أيون الماغنسيوم $_{12}Mg^{2+}$ .... عدد الالكترونات في أيون الأكسجين $_{8}O^{2-}$

(أكبر من - أقل من - تساوي)

❶الفئة s تحتوي علي عناصر ....

أ- فلزية ولافلزية وغازات خاملة فقط　ب- فلزية ولافلزية فقط　ج- فلزية وغازات خاملة فقط　د- فلزية فقط

❷الفئة p تحتوي علي عناصر ....

أ- أشباه فلزات ولافلزات وغازات خاملة فقط　ب- فلزية ولافلزية وغازات خاملة فقط

ج- فلزية ولافلزية وغازات خاملة وأشباه فلزات　د- لافلزية وغازات خاملة فقط

❸ عنصر ممثل ينتهي بالتوزيع الإلكتروني np^3 أي من العبارات التالية صحيح بالنسب للعناصر التي تليه

أ – عناصر فلزية ميلها الإلكتروني أكبر　ب- عناصر فلزية جهد تأينها أقل

ج- عناصر لافلزية سالبيتها اكبر　د- عناصر لافلزية أنصاف أقطارها أكبر

شغل دماغك

✍ ضع علامة صح أو خطأ بما يناسب العبارة

❶جميع العناصر التي تقع يسار أشباه الفلزات تعتبر فلزات (　　)

❷جميع العناصر التي تنتهي بالمستوي الفرعي np^1 تعتبر فلزات (　　)

ملاحظات

6 الخواص الحامضية والقاعدية

أنواع الأكاسيد:- [1] حامضية. [2] قاعدية. [3] مترددة.

أكاسيد حامضية

أكاسيد اللافلزات مثل:- P_2O_5 , SO_3 , SO_2 , CO_2

➢ أكاسيد لافلزية تذوب في الماء مكونة أحماض

$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$ (حمض الكربونيك)

$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$ (حمض الكبريتوز)

$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$ (حمض الكبريتيك)

$P_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4$ (حمض الأرثوفسفوريك)

➢ تتفاعل الأكاسيد الحامضية مع القلويات وتعطى ملحاً وماءً:-

$CO_2 + NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$

$SO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_3 + H_2O$

أكاسيد قاعدية

أكاسيد الفلزات مثل:- CuO , K_2O , Na_2O , MgO

➢ بعضها يذوب فى الماء ويكون قلويات:- (أكاسيد قلوية)

$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$

$K_2O + H_2O \longrightarrow 2KOH$

$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$

$MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2$

➢ بعضها لا يذوب فى الماء مثل:- PbO , Ag_2O , Fe_2O_3 , CuO

➢ تتفاعل الأكاسيد القاعدية مع الأحماض منتجة ملحاً وماءً:-

$Na_2O + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O$

$MgO + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2O$

أكاسيد مترددة

مثل : SnO , ZnO , Sb_2O_3 , Al_2O_3

هى الأكاسيد التى تتفاعل مع الأحماض كأكاسيد قاعدية وتتفاعل مع القلويات كأكاسيد حامضية وينتج فى الحالتين ملح وماء.

$ZnO + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2O$

$ZnO + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$

خارصينات الصوديوم




تدرج الخاصية الحامضية والقاعدية في الجدول الدوري

[1] فى الدورات الأفقية:

تقل الصفة القاعدية للأكاسيد بينما تزداد الصفة الحامضية للأكاسيد بزيادة العدد الذرى وذلك لنقص نصف القطر وضعف الصفة الفلزية وزيادة الصفة اللافلزية

[2] فى المجموعة الرأسية:

في المجموعة التي تبدأ بفلز المجموعة الأولى 1A (الأقلاء)	في المجموعة التي تبدأ بلافلز المجموعة السابعة 7A (الهالوجينات)
تزداد الخاصية القاعدية بزيادة العدد الذرى بسبب زيادة نصف القطر الذرى وضعف قوى الترابط بين العنصر ومجموعة الهيدروكسيد مما يؤدى إلى سهولة انفصال أيون الهيدروكسيد السالب	تزداد الخاصية الحامضية بزيادة العدد الذرى بسبب زيادة نصف القطر الذرى وضعف قوى الترابط بين العنصر وأيون الهيدروجين مما يؤدى إلى سهولة انفصال أيون الهيدروجين الموجب.

		تزداد الخاصية القاعدية
قلوى ضعيف	LiOH	↓
قلوى قوى	NaOH	↓
قلوى أكثر قوة	KOH	↓
قلوى أكثر قوة	RbOH	↓
أقوى القلويات	CsOH	

		تزداد الخاصية الحامضية
حمض ضعيف	HF	↓
حمض متوسط	HCl	↓
حمض قوى	HBr	↓
أقوى الأحماض	HI	

❶ تزداد الخاصية الحامضية في المركبات الهيدروجينية لعناصر الهالوجينات بزيادة العدد الذري **علل.**

....

....

❷ حمض الهيدرويوديك أقوي الأحماض الهالوجينية **علل.**

لكبر نصف قطر ذرة اليود مما يقلل من جذبها لأيون الهيدروجين فيسها تأينه .



❸ هيدروكسيد السيزيوم اقوى قاعدية من هيدروكسيد الصوديوم **علل.**

لأن نصف قطر السيزيوم أكبر من نصف قطر الصوديوم فيسهل فصل ايون الهيدروكسيل من السيزيوم عن الصوديوم .

---

❹ إذا كان أعداد الكم للإلكترون الأخير في ذرة عنصر ما $+\frac{1}{2}$, 0 , 0 , 3 فإن ....

أ- أكسيد العنصر حامضي / وجهد تأينه صغير   ب- أكسيد العنصر قاعدي/ وجهدتأينه كبير

ج- أكسيد العنصر حامضي / وجهد تأينه كبير   د- أكسيد العنصر قاعدي/ وجهدتأينه صغير

❺ عنصر يحتوي مستواه الرئيسي الأخير n = 3 علي ست الكترونات فيكون أكسيده ....

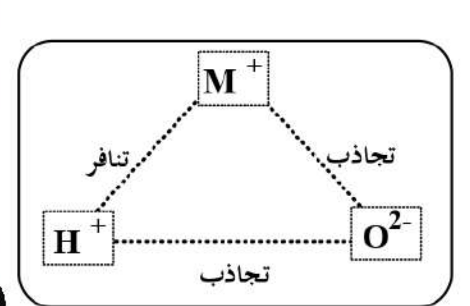
أ – قاعدي   ب- حامضي   ج- متردد   د- متعادل

الخاصية الحامضية والقاعدية للمركبات الهيدروكسيلية

باعتبار أن الأحماض والقواعد مركبات هيدروكسيلية يمكن تمثيلها بالصيغة العامة (MOH) حيث (M) هى ذرة العنصر فيمكن تأينها بإحدى طريقتين إما أن:-

[1] تعطى أيونات هيدروكسيد وتعتبر قاعدة:	[2] تعطى أيونات هيدروجين وتعتبر حامضاً:
$MOH \rightleftharpoons M^{+} + OH^{-}$	$MOH \rightleftharpoons MO^{-} + H^{+}$

وبافتراض أن الذرات الثلاث مرتبة فى مثلث كما يلى:- وهناك ثلاثة احتمالات:-



1	إذا كانت قوة الجذب بين (M+, O -) أكبر من قوة الجذب بين (H+, O -) تتأين المادة كحمض.
2	إذا كانت قوة الجذب بين (H+, O -) أكبر من قوة الجذب بين (M+, O -) تتأين المادة كقاعدة.
3	إذا تساوت قوتا الجذب فإن المادة تتأين كحمض أو كقاعدة ويتوقف ذلك على وسط التفاعل. [أ] فى الوسط الحمضى:- تتفاعل كقاعدة. [ب] فى الوسط القلوى:- تتفاعل كحامض.

تعتمد قوى الجذب السابقة على ذرة العنصر من حيث:-

1- الحجم. 2- مقدار الشحنة الكهربية.

Na +
تنافر
تجاذب
H +
O2-
تجاذب

مثال:-

- فى الفلزات القلوية مثل الصوديوم يكون حجم الذرة كبير ولا تحمل إلا شحنة واحدة فتضعف قوة الرابطة بينها وبين (O -) والتى تنجذب أكثر لأيون الهيدروجين وبذلك تعطى أيون (OH -) أى تتأين كقاعدة.
- كلما اتجهنا ناحية اليمين نجد أن ذرات اللافلزات مثل الكلور حجمها يقل وتزداد شحنتها وبذلك يزداد انجذابها إلى (O -) وبذلك تعطى أيون (H+) أى تتأين كحامض.

❶ في الشكل المقابل :

أ- يزداد انجذاب O^{2-} لأيون H^{+} ج- تقوي الرابطة بين Na^{+} , O^{2-}

ب- يزداد انجذاب O^{2-} لأيون Na^{+} د- يحدث تأين وينتج حمض

---

❷ رتب الأحماض التالية من حيث قوتها (أ) HIO , HClO , HBrO

(ب) HI , HCl , HBr

العنصر	السالبية الكهربية
Cl	3
Br	2.8
I	2.5

(أ) ....

....

(ب) ....

الأحماض غير الأكسجينية (الأحماض الثنائية)	هو الذي يتكون من الهيدروجين وعنصر لافلزي أخر (حمض + هيدرو + اسم اللافلز + يك) **مثال** : H_2S حمض هيدروكبريتيك HCl حمض الهيدروكلوريك
الأحماض الأكسجينية	هو الحمض الذي يحتوي على هيدروجين وأيون أكسجين **مثال** : حمض الكبريتيك H_2SO_4 , حمض الكبريتوز H_2SO_3

قوة الأحماض الأكسجينية:-

تعتمد قوة الأحماض الأكسجينية على عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بذرات الهيدروجين

الصيغة العامة للأحماض الأكسجينية: $MO_n(OH)_m$

حيث:- (M) هي ذرة العنصر (n) عدد ذرات الأكسجين غير مرتبطة بالهيدروجين . (m) عدد ذرات الهيدروجين في الحمض .

الحمض الأقوى : هو الذى يحتوى على عدد أكبر من ذرات الأكسجين غير المرتبطة بالهيدروجين.				
نوع الحمض	عدد ذرات O غير المرتبطة بـ H	اسم الحمض	الصيغة الهيدروكسيلية $MO_n(OH)_m$	
حمض ضعيف	Zero	الأرثوسليكونيك	$Si(OH)_4$	
حمض متوسط	1	الأرثوفسفوريك	$PO(OH)_3$	
حمض قوى	2	الكبريتيك	$SO_2(OH)_2$	
حمض قوى جداً	3	البيروكلوريك	$ClO_3(OH)$	

- حيث كلما زاد عدد ذرات الأكسجين الغير مرتبطة بالهيدروجين كلما زادت قوة الحمض الأكسجيني
- كلما زادت السالبية الكهربية للذرة المركزية في الحمض الأكسجيني زادت قوته كحمض .

❶ حمض البيروكلوريك أقوى من حمض الكبريتيك **عـــلـل.**

....

....

❷ عنصر M يقع في المجموعة 6A ما الصيغة الهيدروكسيلية المحتملة لحمضه الأكسجيني ....

($MO(OH)_3$, $MO_2(OH)_2$, $MO(OH)_4$, $MO_3(OH)$)

❸ ما الأنيون المكون لأقوي حمض أكسجيني (SO_4^{2-} , ClO_4 , ClO_2^- , ClO^-)

❹ حمض أكسجيني صيغته $MO(OH)_3$. ما التركيب الإلكتروني المحتمل لمستوي الطاقة الفرعي الأخير لذرة العنصر M

($3P^2$, $3P^3$, $3P^4$, $3P^5$)

❺ أقوي الأحماض الأكسجينية في الدورة الرابعة من الجدول الدوري الحديث حمض ....

($Ge(OH)_3$, $BrO_3(OH)_3$, $AsO(OH)_3$, $SeO_2(OH)_3$)

❻ حمض الكبريتيك من الأحماض ....

(أحادية الهيدروكسيل - ثنائية الهيدروكسيل - ثلاثية الهيدروكسيل - رباعية الهيدروكسيل)

ملاحظات

أعداد التأكسد

◉ عدد التأكسد :

هو عدد يمثل الشحنة الكهربية (الموجبة أو السالبة) التى تبدو على الأيون أو الذرة سواء كان المركب أيونياً أو تساهمياً .

لمعرفة عدد التأكسد لذرة فى مركب ما :-

أولاً: فى المركبات الأيونية:-

عدد التأكسد لأى أيون يساوى تكافؤ هذا الأيون مسبوقاً بإشارة موجبة فى حالة الأيون الموجب أو إشارة سالبة فى حالة الأيون السالب .

الأيونات الموجبة	الأيونات السالبة
الأيونات الموجبة تشمل : ❋ أيونات جميع الفلزات ❋ أيون الهيدروجين H^+ ❋ مجموعة الأمونيوم NH_4^+	الأيونات السالبة تشمل: ❋ أيونات جميع اللافلزات. ❋ باقى المجموعات الذرية.
❋ عدد التأكسد الموجب يدل على عدد الإلكترونات التى فقدتها الذرة.	❋ عدد التأكسد السالب يدل على عدد الإلكترونات التى اكتسبتها الذرة.

أمثلة:-

المركب	NaCl		MgO		Al_2O_3		$CaCO_3$	
الأيونات	Cl^-	Na^+	O^{-2}	Mg^{+2}	O^{-2}	Al^{+3}	CO_3^{2-}	Ca^{2+}
عدد التأكسد	−1	+1	−2	+2	−2	+3	−2	+2

ثانيا: فى المركبات التساهمية :-

حيث لا يوجد أيونات موجبة أو سالبة فإن الشحنة التى تحملها الذرة تبين الإزاحة الإلكترونية فى الرابطة

الذرة الأكثر سالبية كهربية تحمل شحنة سالبة.	الذرة الأقل سالبية تحمل شحنة موجبة

المركبات التساهمية تتكون من اتحاد ذرات لعناصر مختلفة (جزئ مركب) أو اتحاد ذرات نفس العنصر (جزئ عنصر)

[1] إذا كانت الذرتان مختلفتان:-

تحسب الإلكترونات المشاركة مع الذرة الأكثر سالبية كهربية بحيث:-

الذرة الأكثر سالبية يتكون عليها شحنة جزئية سالبة. الذرة الأقل سالبية يتكون عليها شحنة جزئية موجبة.

جزئ ثانى أكسيد الكربون CO_2	جزئ الماء H_2O
O (−2) ‖ C (+4) ‖ O (−2)	H (+1) ‖ O (−2) ‖ H (+1)
عدد تأكسد (O) = -2 / عدد تأكسد (C) = +4	عدد تأكسد (O) = -2 / عدد تأكسد (H) = +1

جزئ النشادر NH_3	جزئ فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2
H (+1) ×• N (−3) •× H (+1) ، ×• H (+1)	H (+1) ×• O (−1) ×× O (−1) •× H (+1)
عدد تأكسد (N) = −3 / عدد تأكسد (H) = +1	عدد تأكسد (O) = −1 / عدد تأكسد (H) = +1

[2] فى حالة الجزىء المتماثل:-

- عدد التأكسد لكل ذرة = صفر
- تكون الإزاحة الإلكترونية فى الروابط بين الذرات متساوية لأن ذرات أى جزئ لعنصر واحد متساوية فى السالبية الكهربية وبالتالي عدد تأكسد أي ذرة في هذا الجزئ يساوي صفر.

جزئ الهيدروجين	جزئ الكلور	جزئ الأكسجين
H ∘× H	Cl ∘× Cl	O ∘∘ ×× O
عدد تأكسد (H) = 0	عدد تأكسد (Cl) = 0	عدد تأكسد (O) = 0

ملاحظات

قواعد حساب أعداد التأكسد

❶ عدد تأكسد اى عنصر مهما كان عدد ذرات يساوى صفر (O_2 , O_3 , P_4 , Cu , H_2 , S_8)

❷ عدد تأكسد أى مجموعة ذرية أو الأيون يساوى الشحنة التى تكتب أعلاه :

المجموعة	الأمونيوم	الكبريتات	الكربونات	هيدروكسيد	النيترات	نيتريت	فوسفات
صيغتها	NH_4^+	SO_4^{-2}	CO_3^{-2}	OH^-	NO_3^-	NO_2^-	PO_4^{-3}
عددتأكسدها	+1	–2	–2	–1	–1	– 1	– 3

❸

عدد تأكسد عناصر المجموعة 1A	عدد تأكسد عناصر المجموعة 2A	عدد تأكسد عناصر المجموعة 3A
(Na , Li , K)	(Mg , Ca , Ba)	(Al)
فى مركباتها دائماً (+1)	فى جميع مركباتها دائما(+2)	فى جميع مركباته دائما (+3) .

❹

عناصر المجموعة 7A

⊙ عدد تأكسد الكلور Cl و البروم Br و اليود I سالب واحد ما عدا مركباتها مع الأكسجين .

⊙ عدد تأكسد الفلور F سالب واحد دائما لأنه أعلى العناصر سالبية كهربية .

❺

عدد تأكسد الأكسجين فى جميع مركباته –2 ما عدا

✹ فوق الأكسيد –1 (H_2O_2 , Na_2O_2)	✹ السوبر أكسيد – ½ (KO_2)	✹ فلوريد الأكسجين OF_2 يكون +2 لأن السالبية الكهربية للفلور أعلى من الأكسجين .
–1	– ½	+2

❻

عدد تأكسد الهيدروجين فى جميع مركباته +1

ما عدا هيدريد الفلز يكون –1 لأن السالبية الكهربية للهيدروجبن أكبر من السالبية الكهربية للفلزات .

أمثلة: هيدريد صوديوم ، هيدريد ماغنسيوم ، هيدريد كالسيوم هيدريد بوتاسيوم

NaH	MgH_2	CaH_2	KH

الهيدريدات مركبات أيونية لأنها تحتوى على أيون الهيدروجين السالب

لذلك عند صهرها وتحليلها كهربياً يتصاعد الهيدروجين عند المصعد (الأنود) .

❼ مجموع أعداد تأكسد عناصر أى مركب متعادل = صفر .

المركب	NaCl		MgO		Al_2O_3		$CaCO_3$	
الأيونات	Cl^-	Na^+	O^{-2}	Mg^{+2}	O^{-2}	Al^{+3}	CO_3^{2-}	Ca^{2+}
عدد التأكسد	–1	+1	–2	+2	–2	+3	–2	+2
مجموع أعداد التأكسد	+1–1 = 0		+2–2 = 0		+6–6 = 0		+2–2 = 0	

❽ عدد التأكسد يخص ذرة واحدة أو أيونا واحدا فقط في الجزئ .

تدريب

احسب عدد تأكسد الكروم فى ثانى كرومات البوتاسيوم ($K_2Cr_2O_7$) المركب متعادل مجموع أعداد تأكسد عناصره = صفر $2 \times (+1) + 2Cr + 7 \times (-2) = 0$ $+2 + 2Cr - 14 = 0$ $2Cr - 12 = 0$ ⮚ $2Cr = +12$ $Cr = +6$	احسب عدد تأكسد الكبريت فى SO_3^{-2} مجموعة ذرية مجموع أعداد تأكسد عناصرها = الشحنة التي تحملها $S + 3 \times (-2) = -2$ $S - 6 = -2$ $S = +4$
احسب عدد تأكسد الكبريت في $Na_2S_2O_3$ …………………… …………………… …………………… ……………………	احسب عدد تأكسد الأنيمون في $Na_2H_2Sb_2O_7$ …………………… …………………… …………………… ……………………
عدد تأكسد الأكسجين في O_3 …………………… …………………… ……………………	احسب عدد تأكسد الفوسفور في أيون البيرو فوسفات $P_2O_7^{4-}$ …………………… …………………… ……………………
عدد تأكسد النيتروجين في نترات الأمونيوم NH_4NO_3 …………………… …………………… …………………… ……………………	احسب عدد تأكسد الكربون في أيون البيكربونات HCO_3^- …………………… …………………… …………………… ……………………

ما التوزيع الإلكتروني للكروم $_{24}Cr$ في مركب كلوريد الكروم $CrCl_3$

……………………………………………………

ملاحظات

……………………………………………………

……………………………………………………

……………………………………………………

……………………………………………………

……………………………………………………

……………………………………………………

……………………………………………………

……………………………………………………

……………………………………………………

……………………………………………………

تفاعلات الأكسدة والإختزال

يفضل التعامل بأعداد التأكسد بدلا من التكافؤ في علم الكيمياء **علـــل.**

لأن أعداد التأكسد توضح سلوك العنصر من حيث فقد أو اكتساب إلكترونات (التأكسد والإختزال) أثناء التفاعل الكيميائي

مميزات استخدام عدد التأكسد:-

معرفة التغير الذى يحدث للعنصر من حيث التأكسد والاختزال أثناء التفاعلات الكيميائية.

الأكسدة	الاختزال
هو عملية فقد إلكترونات ينتج عنها زيادة فى الشحنة الموجبة $Na \longrightarrow Na^+ + e^-$	هو عملية اكتساب إلكترونات ينتج عنها نقص فى الشحنة الموجبة $Cl + e^- \longrightarrow Cl^-$
* عندما تتأكسد المادة يزداد عدد تأكسدها $Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+}$	* عندما تختزل المادة يقل عدد تأكسدها $Cr^{6+} \longrightarrow Cr^{3+}$
عامل مختزل: المادة التي يحدث لها أكسدة (تفقد إلكترونات)	عامل مؤكسد: المادة التي يحدث لها اختزال (تكتسب إلكترونات)
يفقد الفلز إلكترون أو أكثر فيزداد عدد تأكسده وتحدث له عملية أكسدة ويسمي الفلز بالعامل المختزل	يكتسب اللا فلز إلكترون أو أكثر فيقل عدد تأكسده وتحدث له عملية إختزال ويسمي الفلز بالعامل المؤكسد
تعتبر الفلزات عوامل مختزلة	تعتبر اللافلزات عوامل مؤكسدة

1. أي من العناصر التالية عملية أكسدته أسهل ....
   أ- الكبريت   ب- الماغنسيوم   ج- البورون   د- الأرجون
2. أيا مما يلي يعتبر الأقوي كعامل مؤكسد ....
   أ- Cl^- ب- Br_2 ج- Cl_2 د- F_2
3. العامل المؤكسد في التفاعل التالي .... $2K + Cl_2 \longrightarrow 2KCl$
   K^+ Cl_2 KCl K
4. في تفاعل الأكسدة والاختزال التالي $Fe^{3+} + Al \longrightarrow Fe + Al^{3+}$
   تنتقل الالكترونات من ....
   $Fe^{3+} \longrightarrow Al$ ، $Al \longrightarrow Fe^{3+}$ ، $Fe \longrightarrow Fe^{3+}$ ، $Al \longrightarrow Al^{3+}$

الأقوي كعامل مؤكسد	الأقوي كعامل مختزل
يميل إلي اكتساب الكترونات ♦ تكون عملية إختزاله أسهل	يفقد الكتروناته بسهولة ♦ تكون عملية أكسدته أسهل
حجمه الذري صغير ♦ أكبر سالبية كهربية	حجمه الذري كبير ♦ أقل سالبية كهربية
أكبر ميل الإلكتروني ♦ أكبر جهد تأين	أقل ميل إلكتروني ♦ أقل جهد التأين
تنتقل الالكترونات من الفلز إلي اللافلز	تنتقل الالكترونات من العامل المختزل إلي العامل المؤكسد

مثال:- بين نوع التغير الحادث من أكسدة واختزال لكل من الكروم والحديد فى التفاعل التالى:-

$$K_2Cr_2O_7 + 6FeCl_2 + 14\,HCl \longrightarrow 2KCl + 2CrCl_3 + 6FeCl_3 + 7H_2O$$

الحل:-

(1) بالنسبة للكروم	(2) بالنسبة للحديد
$K_2Cr_2O_7 \longrightarrow CrCl_3$	$FeCl_2 \longrightarrow FeCl_3$
$Cr^{+6} \longrightarrow Cr^{+3}$	$Fe^{+2} \longrightarrow Fe^{+3}$
عدد تأكسد الكروم نقص من (+6) إلى (+3)	عدد تأكسد الحديد زاد من (+2) إلى (+3)
أى حدث له عملية اختزال	أى حدث له عملية أكسدة.

✍ هناك معادلات لا يحدث فيها أكسدة أو إختزال

السبب فى ذلك أن هذا النوع من المعادلات يحدث فيه تبادل بيت الأيونات دون انتقال الإلكترونات

➢تفاعلات الأحماض مع كربونات أو بيكربونات الفلزات .	$2HCl + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2$ $H_2SO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2$
➢ تفاعلات الأحماض مع أكسيد او هيدروكسيد الفلز	$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$
➢تفاعلات محاليل الأملاح مع بعضها .	d) $NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$

❶ أحد التفاعلات الآتية لا يمثل تفاعل أكسدة واختزال وهو ......

a) $2P + 5HClO + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4 + 5HCl$

b) $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

c) $Mg + CuSO_4 \rightarrow MgSO_4 + Cu$

d) $NaOH + HNO_3 \rightarrow NaNO_3 + H_2O$

❷ أحد التفاعلات التالية يمثل تفاعل أكسدة واختزال وهو ......

a) $CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$

b) $CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$

c) $Cr_2O_7^{2-} + 3H_2S + 8H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3S + 7H_2O$

d) $NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$

ما العدد الكلي للإلكترونات في أنيون SO_4^{2-} (S = 16 O = 8)

52 , 46 , 50 , 48

اكتب المقدار الذي يعبر عن قيمة n في التفاعلين التالين

$S^{6+} + ne \rightarrow S^{2-}$	....
$2Br^n - 2e^- \rightarrow Br_2$	....

حدد عمليتي الأكسدة والاختزال والعامل المؤكسد والعامل المختزل

$Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2$

....

....

....

....

....

....

$Mg + CuSO_4 \longrightarrow MgSO_4 + Cu$

....

....

....

....

....

....

$2Li + H_2 \longrightarrow 2LiH$

....

....

....

....

....

....

$2H_2S + SO_2 \longrightarrow 2H_2O + 3S$

....

....

....

....

....

....

$4KO_2 + 2CO_2 \longrightarrow 2K_2CO_3 + 3O_2$

....

....

....

....

....

....

سلسلة الرازي في الكيمياء